

揭阳职业技术学院  
生物工程系

# 授 课 教 案

2025 -- 2026 学年度第一学期

课程名称 \_\_\_\_\_ 无机化学 \_\_\_\_\_

班 级 \_\_\_\_\_ 药学 251 \_\_\_\_\_

教 研 室 \_\_\_\_\_ 药学教研室 \_\_\_\_\_

授课教师 \_\_\_\_\_ 韩文朋 \_\_\_\_\_

## 课程信息表

课程属性		专业必修课程		有无大纲	有	
授课总学时		48	学分	4	周学时	3
选用教材	教材名称	无机化学				
	出版社	人民卫生出版社				
	编（著）者	牛秀明、林珍				
	版次	3				
课程所需参考资料		[1] 孙莹、吕洁 主编. 药物分析. 北京: 人民卫生出版社, 2013. [2] 尤启冬 主编. 药物化学(第七版). 北京: 人民卫生出版社, 2011. [3] 张天蓝 姜凤超 主编. 无机化学(第六版). 北京: 人民卫生出版社, 2011.				
班级		药学 251		总人数	41	
考核方式		考试				
主要教学方法及手段		多媒体讲授、师生互动、案例分析、实训				
备注						

## 绪论

章： 绪论	2 学时
课题： 绪论	
教学目标： 知识目标 1.明确无机化学的主要内容和研究对象，了解本课程在药学领域中的地位和应用，掌握药学基础理论知识。 2.掌握原子和分子结构、化学平衡、溶液化学、电化学、化学热力学、化学动力学、配位化合物、元素化学等基本理论知识。 3.熟悉无机化学知识点和其他药学必修课的联系，构建药学知识理论体系。 4.了解无机化学在应用领域的发展。 能力目标 1.能阐明化学与医药学的关系。 素养目标 1.认识到化学对专业学习的重要性 2.树立学习化学的兴趣和信心。 课程思政元素： 1.激发大一学生学习化学的兴趣，增强学生的国际视野，树立“新化学人”为中华民族的伟大复兴而努力奋斗的信念； 2.引导学生坚定专业理想信念； 3.培养学生辩证认识问题的能力，增强学生的生态文明意识。	
教学重点及难点： 重 点： 药学与化学知识框架 难 点： 药学专业在无机化学要掌握的核心内容有哪些	
教学方法及手段： 多媒体讲授	
教学过程： 新课导入 课堂分组讨论:学习化学有何意义? (6~8 人一组，要求学生分点列出并举例，学生陈述时老师板书，写出属于的领	

域)

培养学生的团队意识、逻辑思维能力、总结归纳能力、语言表达能力

### 第一节、无机化学的研究内容和发展前景（了解）

#### 一、无机化学的意义和内容。

无机化学是研究无机物质的组成、结构、性质和反应的科学。

研究的对象是所有的化学元素和它们的无机化合物。

无机化学内容：

化学平衡、溶液化学、电化学、化学热力学、化学动力学、原子和分子结构、配合物化学、元素化学等。

#### 二、现代无机化学的意义。

#### 三、无机化学近年的活跃研究领域。

药学类各专业将要学的化学类主要课程有无机化学、有机化学、生物化学、药物化学、药物分析。

#### 四、无机化学的前景。

无机化学的研究范围极其广阔，最关键的是创新和发现，一旦有了新的发现和突破，就有可能发展成为一个研究和应用领域。

### 第二节、化学与药学（了解）

#### 一、化学是药学的基础

化学是药学的基础，研究和学习药学首先是从化学开始的。

#### 二、药学的研究内容范围

药学的研究内容既包括化学学科，又涉及生命科学的内容。

无机化学与药物是相互关联的，目前以无机物为主的制剂也大量出现，是近 10 多年来十分活跃的一个方面。

### 第三节、无机化学的学习方法（了解）

本课程的任务：

为学生今后学习相关专业知识和职业技能奠定基础，从而使学生具备从事药品生产、经营等必需的基本知识和技能，培养学生的基本操作技能和良好的科学思维方法。

重点放在理解和接受相关的基本概念。

注意掌握每一章的基本原理和基本概念。

要适当地记忆相关内容。

注意使用这些原理解释一些现象。

做到记忆和理解相互促进。

及时归纳总结。

利用好本书配套媒体中的内容和每一章的目标检测。

小结

1.关键词记忆法回顾化学的定义。

2.指出化学研究的对象和任务。

3.强调化学的重要性，重视化学的学习。

作业：

课后练习

## 第一章 原子结构

章： 第一章	4 学时
课题： 原子结构	
教学目标	
知识目标	
1.掌握核外电子的排布规律。	
2.掌握元素周期表和元素周期律。	
3.熟悉核外电子的运动状态。	
能力目标	
1.能运用核外电子的排布规律解释原子的结构。	
2.能运用元素周期律解释某些化学现象。	
素养目标	
1.初步培养空间想象能力。	
2.培养攻坚克难、永不放弃的学习精神。	
课程思政元素：	
在科学发展过程中，人们对原子核外电子运动的探索从来没有停止过。核	

式行星模型卢瑟福在  $\alpha$  粒子轰击金箔实验的基础上提出的，推翻他的老师汤姆生提出的实心葡萄干蛋糕模型，继承了原子呈电中性的合理成分。但它存在严重不足，那就是绕核运行的电子会不断连续地释放能量，最终坠入原子核，这与原子结构稳定，原子光谱为线状光谱实验事实之间存在矛盾！为克服这些苦难，他的学生玻尔于 1913 年玻尔从普朗克的量子学说和爱因斯坦的光子学说中获得灵感，在继承卢瑟福的有核模型的基础上将量子力学的特征纳入原子模型的描述中，并提出圆形轨道理论。玻尔理论的成功解释了氢原子光谱，计算结果与实验数据精确吻合。但该理论仍然把电子看成在确定轨道上运行的经典粒子，因此无法解释氢原子光谱中更精细的结构，也无法给出多原子光谱的理论说明。1926 年，薛定谔提出了电子云模型。支撑此模型的科学假说和实验有：德布罗意电子波假说；戴维孙、革末电子衍射实验以及海森堡提出的测不准原理。薛定谔摒弃了玻尔用“粒子”描述电子的模型，提出用“波函数”描述电子运动状态。

学习核外电子运动模型的发展过程，学生需要论证证据与模型建立及发展之间的关系，正确理解并描述核外电子的运动特点；而通过思政元素在课中以及课后作业中的有机融入，更要使得学生领悟事物发展是前进性和曲折性的统一，并得到工作、学习和生活上的启示。任何时候前途是光明的，但道路是曲折的；一帆风顺只是美好的愿望，挫折就在前面；而处于挫折期间的同学要知道大方向总是朝前的，赶紧振作起来，只要不放弃，坚持下去，事情总是在变得比以前更好。

教学重点及难点：

重 点：4 个量子数描述核外电子运动状态的方法；核外电子的排布及原子结构与元素周期律的关系；元素的周期性规律

难 点：4 个量子数描述核外电子运动状态的方法；核外电子的排布

教学方法及手段：多媒体讲授，视频观摩

教学过程：

第一节 核外电子运动的特殊性

一、历史回顾(了解)

(一) 道尔顿(J.Dalton)的原子理论——19 世纪初

道尔顿认为：

- 1.一切物质都是由原子组成的，原子不能再分割。
- 2.同一种元素的原子在质量、形态等方面完全相同。
- 3.原子以简单的比例结合成化合物。

#### (二) 汤姆逊发现带负电荷的原子

通过阴极射线向着静电计的电极偏转时，发现了带有负电荷的电子，从而打破了原子不可分割的观点。

#### (三) 卢瑟福的行星式原子模型

卢瑟福原子模型：

- 1.每个原子都有核，核占有全部正电荷和几乎全部的原子质量。
- 2.原子核在原子中占很小的空间（约 50 万分之一）。
- 3.电子在原子核外绕核旋转，就像行星绕着太阳运动一样。

#### (四) 近代原子结构理论——玻尔原子模型

##### 1.氢原子结构理论的基本假说

- (1)电子只能在核外确定的半径和能量的轨道上旋转，这些轨道称为定态。
- (2)各定态是不连续的（即量子化的）；定态时既不释放能量也不吸收能量。

(3)当电子从较高能级( $E_2$ )向较低能级( $E_1$ )跃迁时，原子以光的形式释放能量，能量等于两条轨道间的能级差（即  $h\nu=E_2-E_1$ ）。

##### 2.玻尔理论解决的问题

- (1)原子的稳定性。
- (2)阐明了氢原子光谱的不连续性。

## 二、核外电子运动的特殊性(了解)

### (一) 微观粒子的波粒二象性

### (二) 不确定原理

1927年由海森堡提出，是微观粒子的固有属性。提示出：

- 1.玻尔理论中固定轨道的概念是不正确的。
- 2.不能用经典力学去描述电子的运动规律。
- 3.可以知道它在某空间出现机会的多少，即概率的大小是可以确定的。

4.可以用统计学的方法和观点描述其运动行为。

### 三、波函数(熟悉)

#### 1.薛定谔方程

1926年,奥地利物理学家薛定谔根据电子具有波粒二象性,提出了著名的用来描述电子运动状态的方程——薛定谔方程。

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V)\psi = 0$$

式中,  $\psi$  为波函数;  $E$  为总能量;  $V$  为势能;  $m$  为电子的质量;  $h$  为普朗克常数。

#### 2.薛定谔方程的解

薛定谔方程可以有一系列的数学解——波函数  $\psi$ 。

通常将原子中电子的波函数称为原子轨道。

每一个波函数也代表一个原子轨道。

原子轨道是指电子在核外运动的空间范围。

### 四、电子云(熟悉)

#### 1.电子云

电子在核外空间出现机会的统计结果得到电子的概率密度分布图,形象地称为电子云。黑点较密的地方表示电子出现的机会多。

#### 2.概率密度

1926年,德国物理学家波恩将单个电子在空间某处出现的概率密度与其波函数的平方  $|\psi|^2$  联系起来,他将  $|\psi|^2$  解释为该电子在核外空间某处单位体积内出现的概率,即概率密度,于是就将  $|\psi|^2$  的图形称为电子云。

### 五、四个量子数(掌握)

#### (一)主量子数( $n$ )

确定电子出现概率最大处离核的距离,也表示能量高低。离核较远,电子具有的能量也越高。

不同的  $n$  值,对应于不同的电子壳层。

#### (二)角量子数( $l$ )

物理意义:  $l$  表示电子云的形状。

取值： $l=0, 1, 2, \dots, n-1$

### (三) 磁量子数 ( $m$ )

取值： $m=-l, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, l$ 。

意义： $m$  表示电子云在空间的伸展方向。每一个  $m$  值代表一个伸展方向、电子轨道或原子轨道。磁量子数与能量无关。

### (四) 自旋量子数 ( $m_s$ )

取值： $m_s=-1/2, +1/2$ 。

意义：表示同一轨道中电子的两种自旋状态。每一电子层中可容纳的电子总数为  $2n^2$ 。

有了 4 个量子数，就可以描述原子中某一电子的运动状态。

描述一个原子轨道要用 3 个量子数，而描述一个原子轨道上运动的电子要用 4 个量子数。

## 第二节 核外电子排布规律（掌握）

### 一、多电子原子轨道能级

多电子原子中，原子轨道之间相互排斥，使主量子数相同的各轨道的能级不再相等。因而，多电子原子中的轨道能量由  $n$ 、 $l$  决定。

1. 轨道能级相对高低由  $n$  和  $l$  同时决定

(1) 角量子数相同，主量子数大的能量高。 $E_{1s} < E_{2s} < E_{3s} < E_{4s}$

(2) 主量子数相同，角量子数大的能量高。 $E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$

(3) 主量子数和角量子数均不同时，出现能级交错现象。 $E_{ns} < E_{(n-2)f} < E_{(n-1)d} < E_{mp}$

2. 能级交错的原因

(1) 屏蔽效应：指定电子因受其他电子的排斥，使其感受到的核电荷减小的作用。

- 外层电子对内层电子无屏蔽
- 内层电子对外层电子有较强的屏蔽
- 同层电子间有较弱的屏蔽

(2) 钻穿效应：由于电子穿过内层钻到核附近回避其他电子屏蔽，引起能量变化的现象。

$n$  相同,  $l$  不同的轨道中的各个电子, 钻穿效应的大小为:

$$ns > np > nd > nf \quad E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$$

屏蔽效应与钻穿效应共同作用产生能级交错: ①  $l$  相同,  $n$  越大, 电子能量越高; ②  $n$  相同,  $l$  越大, 电子能量越高。

## 二、核外电子排布原理

### (一) 排布规则

#### 1. 能量最低原理

电子总是尽可能先填充能量较低的轨道, 然后填充能量较高的轨道。保持体系的能量最低。

#### 2. 泡利不相容原理

同一原子中没有运动状态完全相同的电子, 所以每个原子轨道中只能容纳两个自旋方向相反的电子。

#### 3. 洪特规则

在  $n$  和  $l$  相同的简并轨道中, 电子尽可能以自旋相同的方式分占不同的简并轨道。在等价轨道中电子排布全充满、半充满和全空状态时, 体系能量最低最稳定。

### (二) 电子的排布

## 第三节 原子的电子层结构和元素周期律的关系 (掌握)

### 一、原子结构与元素周期律的关系

原子的电子层结构呈现周期性变化, 因此元素的性质也呈现周期性变化。元素性质呈现周期性变化的规律称为元素周期律。

#### 1. 原子的电子层结构和周期的划分

周期表将所有的元素划分为 7 个横排, 其中每 1 个横排为 1 个周期, 共 7 个周期。对应于主量子数  $n$  的每 1 个取值, 就有 1 个能级组, 同时也有 1 个周期。

周期表中共有 7 个周期, 正好与鲍林能级图中的能级组对应。周期与能级组存在着——对应关系。

能级组数 = 核外电子层数 = 周期数

#### 2. 原子的电子层结构和族的划分

周期表有 18 个纵行，除 Fe、Co、Ni 三个纵行为一族外，每一个纵行为一个族，共 16 个族，7 个主族，7 个副族。

(1) 主族和 0 族

主族：IA、IIA、IIIA、IVA、VA、VIA、VIIA 族

主族序数 = 最外层电子数

0 族：为稀有气体元素

(2) 副族和 VIII 族

副族：IB、IIB、IIIB、IVB、VB、VIB、VIIB

VIII 族：占了 3 个纵行，电子最后填充在 d 或 f 轨道

### 3. 区

元素周期表根据其外围电子构型分为 5 个区。

s 区： $ns^{1-2}$ 。最后的电子填在  $ns$  上，包括 IA、IIA，属于活泼金属，为碱金属和碱土金属。

p 区： $ns^2np^1 \sim ns^2np^6$ 。最后的电子填在  $np$  上，包括 IIIA~VIIA 以及 0 族元素，为非金属和少数金属。

d 区： $(n-1)d^1 \sim 9ns^{1-2}$ 。最后的电子填在  $(n-1)d$  上，包括 IIIB~VIIB 以及 VIII 族元素，为过渡金属。

ds 区： $(n-1)d^{10}ns^{1-2}$ 。 $(n-1)d$  全充满，最后的电子填在  $ns$  上，包括 IB~IIB，为过渡金属(d 和 ds 区金属合起来为过渡金属)。

f 区：包括镧系、镧系。

## 二、元素性质的周期性

### (一) 原子半径

1. 原子半径、共价半径、范德华半径和金属半径。

2. 原子半径的变化规律

(1) 同一周期元素的原子半径依次变小。

(2) 同一主族元素的原子半径逐渐增大。

### (二) 电离能

基态的气态原子失去一个电子形成气态一价正离子时所需的能量(第一电离能  $I_1$ )。同理有  $I_2$  和  $I_3$ 。

1.同一主族元素的第一电离能自上而下逐渐减小。

2.同一周期元素的电离能变化总体呈增加趋势。

电离能越小，原子在气态时越易失去电子，金属性越强。

### (三) 电子亲和能 $E$

基态的气态原子加合（或得到）电子所释放的能量称为电子亲和能。

对气态原子， $E$  越大，原子越易得到电子，非金属性越强，金属性越弱； $E$  越小，原子越易失电子，非金属性越弱，金属性越强。

### (四) 电负性

分子中原子吸引电子的能力称为元素的电负性。并指定氟的电负性为 4.0，以此为基准，得出其他元素的电负性。

同周期中，自左向右，电负性变大，元素的非金属性增强。

同族中，自上而下，电负性变小，元素的金属性增强。

元素的电负性没有单位。

作业：

1、课后题练习

2、概念名词解释

## 第二章 分子结构

章： 第二章	4 学时
课题： 分子结构	
教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）： 教学目的与要求 学习掌握分子的构成和分子间的相互作用。 知识目标 1.掌握离子键、共价键、氢键的概念及特点；掌握价键理论。 2.熟悉分子间作用力及杂化轨道理论的内容。 3.了解离子晶体、分子晶体和原子晶体的特点。 能力目标 1.能运用相关价键及规律，预测分子可能的组成及比例。	

2.能运用价键理论，解释或推测某些化学反应。

素养目标

1.初步培养空间想象能力和反应本质。

2.培养攻坚克难、永不放弃的学习精神。

课程思政元素：

通过离子键、共价键的成键原理，培养学生的团队精神和奉献精神；同时针对共价键理论的发展，培养学生敢于怀疑和勇于探索的使命感。

教学重点及难点：

重 点：掌握离子键、共价键、氢键的概念及特点；价键理论；分子间作用力及杂化轨道理论

难 点：共价键及杂化轨道理论

教学方法及手段：多媒体讲授

教学过程：

第一节 离子键

一、离子键的形成（掌握）

离子键是由正负离子之间的静电吸引力形成的。

形成条件：活泼金属与活泼非金属元素之间。

形成过程：原子失去或获得电子形成离子，然后通过静电作用结合。

二、离子键的特点（掌握）

离子键是强相互作用，通常存在于盐类化合物中。离子化合物通常具有高熔点和高沸点。离子键没有方向性和饱和性。

三、离子键强度（掌握）

离子键的强度取决于离子的电荷大小和离子半径。

离子键强度可以通过晶格能来衡量，晶格能越大，离子键越强。

四、量子晶体（了解）

量子晶体是一种特殊的离子晶体，其电子在晶体中可以自由移动。量子晶体通常具有超导性和磁性。

五、离子的极化（了解）

离子的极化是指一个离子对另一个离子的电子云产生影响，使其变形。离

子极化可以影响离子键的性质，如键的强度和方向。

## 第二节 共价键

### 一、价键理论（掌握）

价键理论解释了原子如何通过共享电子对形成共价键。

共价键的形成基于原子的价电子，它们通过成键达到稳定的电子构型。

#### （一）共价键的形成

共价键：原子间通过原子轨道重叠形成的化学键。

共价键的本质是电性的，是两核间的电子云密集区对两核的吸引力。

#### （二）价键理论

价键理论（电子配对法）的基本要点如下：

1. 具有自旋相反的成单电子的原子相互接近时，原子轨道重叠，核间电子云密度增大，形成稳定的化学键。一个原子有几个未成对的电子，就能与几个自旋相反的电子配对成键（电子配对原理）。

2. 形成共价键的原子轨道重叠越多，核间电子云密度越大，形成的共价键越牢固。因此，原子轨道尽可能采取最大重叠的方向形成共价键（最大重叠原理）。

#### （三）共价键的类型

按成键重叠方式： $\sigma$  键和  $\pi$  键

按电子对来源：共价键和配位键

#### 1. $\sigma$ 键

##### （1） $\sigma$ 键的形成

原子轨道沿键轴（成键核间的连线，设为  $x$  轴）以“头碰头”的方式进行重叠，重叠部分沿键轴呈圆柱形对称分布。

##### （2） $\sigma$ 键的特点

沿着对称轴分布，可以任意旋转；重叠程度大，较稳定，不易断裂，化学活性小，可以独立存在于两原子之间。

#### 2. $\pi$ 键

##### （1） $\pi$ 键的形成

两个原子的原子轨道沿着键轴方向以“肩并肩”的方式发生重叠。

## (2) $\pi$ 键的特点

不能绕着键轴任意旋转，重叠程度较小，不稳定，化学反应中易断裂。

$\sigma$  键可以单独存在； $\pi$  键不能单独存在，只能与  $\sigma$  键共存于双键或三键中。

## (四) 配位键

配位键：共价键形成时，共用电子对仅由一个原子单独提供形成的共价键。

配位键形成的条件：提供共用电子对的原子价电子层有孤对电子；接受共用电子对的原子价电子层有空轨道。

配位键的表示：用“ $\rightarrow$ ”表示，从孤对电子的提供者指向接受者。

## (五) 共价键的特点

### 1. 共价键的饱和性

一个电子与另一个电子配对后，不能再与其他原子的电子配对。

### 2. 共价键的方向性

共价键形成时，成键电子的原子轨道重叠程度越大，共价键越稳定。

s 轨道呈球形对称，p、d、f 轨道在空间都有一定的伸展方向。原子轨道的伸展方向和最大重叠原理决定了共价键的方向性。

原子轨道有正、负值之分，同号重叠，才能有效重叠。

## 二、杂化轨道理论与分子的几何构型（掌握）

杂化轨道理论解释了原子如何通过杂化其原子轨道形成新的杂化轨道，以适应分子的几何构型。

分子的几何构型由原子的杂化方式和电子对的排斥效应决定。

### (一) 杂化轨道理论的要点

1. 原子在形成分子时，同一原子中能量相近的不同原子轨道相互混合，组合成一组新的原子轨道，称为杂化轨道。轨道重新组合的过程称为杂化。

2. 杂化轨道的数目等于参加杂化的原子轨道的总数。

3. 杂化轨道的成键能力增强。杂化后的轨道形状发生改变，一端突出肥大。因此，形成共价键时重叠程度增大，共价键更稳定。

### (二) 杂化轨道的类型

#### 1. $sp$ 杂化

#### 2. $sp^2$ 杂化

### 3.sp<sup>3</sup> 杂化

(1) sp<sup>3</sup> 等性杂化

(2) sp<sup>3</sup> 不等性杂化

### 三、共价键参数

键参数：表征化学键性质的物理量。主要有键长、键能、键角。

(一) 键长

键长是成键原子核间的平均距离，单位常用 pm（皮米）。

共价键的键长越短，共价键越强，形成的共价键就越牢固。

相同原子间的键长：单键 > 双键 > 三键。

(二) 键能

键能是衡量化学键强弱的物理量，常用单位是 kJ/mol。

键能越大，化学键越牢固，含有该键的分子越稳定。

相同原子形成的共价键：三键 > 双键 > 单键。

(三) 键角

键角是分子中共价键之间的夹角，是决定分子几何构型的主要参数。

根据分子中的键角和键长可确定分子的空间构型。

### 四、分子晶体和原子晶体（掌握）

晶体按其结构微粒和作用力的不同，分为金属晶体、离子晶体、分子晶体和原子晶体 4 种基本类型。

(一) 分子晶体

晶格点是分子。非金属单质和某些化合物在降温凝聚时都能形成分子晶体。

分子晶体是由分子间作用力（如范德华力）结合在一起的晶体。

特点：晶体的熔点低、硬度小、挥发性较大，常温常压下呈气态或液态。

固态或熔融状态下均不导电，其溶解遵守“相似相溶”原理。

(二) 原子晶体

晶格点是原子，原子间以共价键相结合，形成空间立体网状结构，破坏这类化学键需要消耗较多的能量。

原子晶体是由共价键结合在一起的晶体，具有很高的硬度和熔点。

特点：熔点和沸点很高，硬度很大。一般不导电、不导热、溶解性差。多

数原子晶体为绝缘体，有些如硅、锗等是优良的半导体材料。

### 第三节 分子间作用力和氢键（熟悉）

#### 一、分子的极性

分子的极性是由分子中不同原子的电负性差异造成的。极性分子具有永久偶极矩，正、负电荷重心不重合；而非极性分子则没有偶极矩，正、负电荷重心重合。

#### 二、分子间的作用力

分子间的作用力包括范德华力、偶极-偶极相互作用、伦敦色散力等。这些作用力影响分子晶体的物理性质，如熔点、沸点和溶解性。

##### （一）取向力

取向：极性分子相互接近时，两极电性的同性相斥、异性相吸使分子发生相对转动。

取向力：极性分子的固有偶极而产生的相互作用力。

##### （二）诱导力

在极性分子固有偶极的影响下，非极性分子的正、负电荷重心发生相对位移而产生诱导偶极。

诱导力：非极性分子的诱导偶极与极性分子的固有偶极间的相互作用力。

极性分子之间因固有偶极的相互作用，每个极性分子也会产生诱导偶极，因此极性分子之间也存在诱导力。

##### （三）色散力

非极性分子的瞬间偶极而产生的相互作用力。色散力存在于所有分子之间，并且是一种主要的分子间作用力。

结论：非极性分子之间只有色散力；极性分子与非极性分子之间既有诱导力也有色散力；而极性分子与极性分子之间存在着取向力、诱导力和色散力。

结论：结构相似的同系列物质，相对分子质量越大，分子间作用力越强。

#### 三、氢键

氢键是一种特殊的偶极-偶极相互作用，发生在含有高电负性原子（如氧、氮、氟）的氢原子与另一个高电负性原子之间。

氢键对分子的稳定性、溶解性和生物分子的结构有重要影响。

### (一) 氢键的形成

H 原子与电负性大、原子半径很小的原子 X (F、O、N) 形成共价键 X-H, 共用电子对强烈地偏向 X 原子(H 原子几乎成为“裸露”的质子), 此氢原子与另一分子中电负性大、半径小且外层有孤对电子的 Y 原子作用形成了氢键。

氢键的特点:

(1) 氢键的键能比化学键弱得多 (42kJ/mol), 大于一般分子间作用力。

(2) 氢键具有饱和性和方向性。饱和性是共价键 H 原子通常只能形成 1 个氢键; 方向性是以 H 原子为中心的 3 个原子 X-H...Y 尽可能在一条直线上。

氢键看作是较强的、有方向性和饱和性的分子间作用力。

### (二) 氢键的类型

氢键可分为分子间氢键和分子内氢键两种。

### (三) 氢键对物质物理性质的影响

#### 1. 对物质熔点和沸点的影响

分子间氢键的形成, 导致物质的熔点和沸点升高; 分子内氢键的存在, 使物质的熔点和沸点降低。

#### 2. 对物质溶解度的影响

溶质分子与溶剂分子之间如果形成氢键, 溶质分子与溶剂分子间的作用力将增大, 溶质在溶剂中的溶解度会增大。

作业:

1、课后题练习

2、实例分析不同物质间的分子作用力

## 第三章 溶液和胶体溶液

章: 第三章

4 学时

课题: 溶液和胶体溶液

教学目标

介绍溶液和胶体溶液的概念和性质, 通过本章的学习, 为理解和掌握液体制剂的性质打下理论基础。

知识要求

1.掌握溶液组成标度的表示方法、渗透压的基本概念、溶胶和聚合物溶液的组成。

2.熟悉溶胶的形成及胶粒带电的原因、溶胶的稳定性和聚沉、聚合物溶液和凝胶的基本性质。

3.了解稀溶液的依数性的基本内容及其计算。

#### 能力要求

1.熟练应用掌握溶液的配制方法。

2.学会溶液中物质的提取纯化方法。

#### 素养目标

1.将知识与生活融合，提高学生学习热情。

2.讲述游泳过程中的渗透现象，提高学生的安全意识。

3.通过反渗透技术在废水处理方面的研究应用，培养学生的社会责任感，激发学生家国情怀。

#### 课程思政元素：

科学家的爱国、敬业、严谨、诚信、奉献等精神。

严谨求实的科学态度与诚实守信的做人准则。

辩证唯物主义的世界观和方法论。

#### 教学重点及难点：

重 点：溶液的组成标度以及换算。

难 点：稀溶液依数性应用。

#### 教学方法及手段：多媒体讲授，实训练习

#### 教学过程：

#### 案例展示：

其一，在介绍渗透压概念时，以2021东京奥运会女子200 m蝶泳冠军-张雨霏切入，并提出思考，如“为什么人在淡水中游泳会觉得眼球胀痛，而在海水中游泳会觉得眼睛干涩”“淡水和海水有什么不同？”“是不是在游泳馆就不需要戴泳镜了呢？”。通过层层设疑与解疑，开发学生主动学习的兴趣，积极求知，让专业课程的思政活起来。

其二，引入“多年前，香港一个小童在游泳后因水池中的有害病菌通过眼

球进入体内而身亡”的事例，解释渗透现象，强化渗透压知识点，树立安全意识。

其三，展示水资源缺乏的图片，介绍反渗透技术在海水淡化中应用，激发学生对应用化学专业热爱，强化学生运用专业知识解决实际问题的能力，同时，培养学生的社会责任感与家国情怀，引导学生让青春之花在祖国最需要的地方绽放。

## 第一节 溶液

### 一、溶解和水合作用（了解）

溶质的溶解过程和溶解后的状态与溶质和溶剂的性质有关。

在葡萄糖溶液中，溶质以分子的形式存在，这种溶液不具有导电性，称为非电解质溶液。

在 NaCl 溶解的过程中，溶质以离子的形式离开固相，进入溶液，这种溶液具有导电性，称为电解质溶液。

溶质的阳、阴离子分别吸引水分子中的氧和氢原子，使得每个离子都被水分子包围，形成水合离子，这种现象称为水合作用，也称溶剂化作用或水化作用。水化膜使离子的稳定性大大提高。

离子离开晶体需要吸收能量，而它们与溶剂分子相互吸引生成水合离子要释放能量，这两种能量的相对大小决定着溶解过程是吸热还是放热。

相溶相似原理：“相似”是指溶质与溶剂在结构上相似；“相溶”是指溶质与溶剂彼此互溶。

### 二、溶液的组成标度（掌握）

(一) 物质的量浓度  $c_B = \frac{n_B}{V}$

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}$$

(二) 质量浓度和质量摩尔浓度

$$b_B = \frac{n_B}{m_A}$$

$$\omega_B = \frac{m_B}{m}$$

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V}$$

$$x_B = \frac{n_B}{n}$$

(三) 质量分数、体积分数和摩尔分数

### 三、溶液组成标度之间的换算关系。（掌握）

#### 第二节 稀溶液的依数性（了解）

一般地说，溶液的性质既与溶质的本性有关，又与溶质的浓度有关。

还有一类溶液的性质只与溶质的浓度有关。溶液的这类性质仅由其中所含溶质分子的数目或溶质质点浓度决定，而与溶质的本性无关，称为稀溶液的依数性。

稀溶液的依数性是蒸气压下降、沸点升高、凝固点下降和渗透压。

##### 一、蒸汽压下降

在一定温度下，难挥发性非电解质稀溶液的蒸气压下降与溶质的摩尔分数或质量摩尔浓度成正比，与溶质的性质、种类无关。

##### 二、沸点升高

难挥发性非电解质溶液的沸点升高与溶质的质量摩尔浓度有关并成正比，与溶质的本性无关。

##### 三、凝固点下降

难挥发性非电解质溶液的凝固点降低与溶质的质量摩尔浓度有关并成正比，与溶质的本性无关。

##### 四、渗透压

#### 第三节 胶体溶液

##### 一、溶胶的性质和结构（熟悉）

###### （一）溶胶的性质

1. 溶胶的光学性质——丁铎尔现象
2. 溶胶的力学性质——布朗运动
3. 溶胶的电学性质——电泳和电渗

###### （二）胶团的结构

（1）胶核的选择性吸附：胶核的比表面很大，很容易吸附溶液中的离子。实验表明，与胶粒具有相同组成的离子优先被吸附。

（2）胶粒表面分子的解离：胶粒与溶液中的分散介质接触时，表面分子发生解离，有一种离子进入溶液，而使胶粒带电。

##### 二、溶胶的稳定性和聚沉（熟悉）

## （一）溶胶相对稳定的原因

### 1. 胶粒带电

同一溶胶中胶粒带有相同符号的电荷，由于胶粒之间相互排斥而不易聚集。并且带电越多，斥力越大，胶粒越稳定。胶粒带电是溶胶具有相对稳定性的主要原因。

### 2. 胶粒表面水化膜的保护作用

形成胶团的吸附层和扩散层的离子都是水化的（如果是非水溶剂则是溶剂化的），胶粒表面就好像包了一层水化膜，使胶粒彼此隔开不易聚集。

## （二）溶胶的聚沉

### 1. 加入电解质

制备溶胶时，有极少量的电解质存在，能起到稳定溶胶的作用。但溶胶对电解质是十分敏感的，只要电解质稍微过量，就会引起溶胶聚沉。

### 2. 加入带相反电荷的溶胶

将两种电性相反的溶胶适量混合，也能发生相互聚沉作用。

### 3. 加热

很多溶胶在加热时可发生聚沉。因为升高温度，胶粒的运动速率加快，碰撞机会增加，同时降低了它对反离子的吸附作用，从而降低了胶粒所带的电荷和水化程度，使粒子在碰撞时聚沉。

## 三、高分子化合物溶液和凝胶（熟悉）

### （一）高分子化合物溶液

#### 1. 高分子化合物

高分子化合物又称大分子化合物，一般是指相对分子质量在 1 万以上的物质。高分子化合物包括天然的和合成的，它们一般都是由大量原子组成的碳链化合物。

#### 2. 高分子溶液的特征

当将高分子化合物放入溶剂中时，溶剂分子能进入卷曲成团的高分子化合物分子链空隙中而使其高度溶剂化，可形成稳定的高分子溶液。

#### 3. 高分子溶液对溶胶的保护作用

在一定量的溶胶中加入足量的高分子溶液，可显著提高溶胶的稳定性，当

外界因素干扰时也不易发生聚沉,这种现象称为高分子溶液对溶胶的保护作用。

## (二) 凝胶

### 1. 凝胶的形成

大多数高分子溶液在一定条件下,黏度逐渐变小,最后失去流动性,形成具有一定形态的半固体物质的过程称为胶凝,所形成的这种半固体物质称为凝胶。

### 2. 凝胶的性质

(1) 溶胀:将干燥的弹性凝胶放入合适的溶剂中,能自动吸收溶剂而使体积增大的过程称为溶胀。

(2) 离浆:将凝胶放置一段时间,一部分液体会自动从凝胶中分离出来,使凝胶的体积逐渐缩小,这种现象称为离浆或脱液收缩。

作业:

课后题练习

## 第四章 化学反应速率和化学平衡

章: 第四章	5 学时
课题: 化学反应速率和化学平衡	
教学目的及要求(包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等):	
教学目的与要求	
学习化学反应速率和化学平衡的相关理论。	
知识目标	
1. 掌握化学反应速率及其影响因素、化学平衡及其影响因素、平衡常数。	
2. 熟悉碰撞理论。	
3. 了解过渡理论、多重平衡。	
能力目标	
1. 具有分析判断能力,能够分析给定条件下化学反应的进行方向,判断反应是否达到平衡。	
2. 具有应用的能力,能够运用勒夏特列原理,预测并判断外界条件变化对	

化学平衡的影响方向。

3.具有解决问题的能力，能够将化学平衡的理论知识应用于分析和解决实际生产、生活中的化学问题。

4.培养实验观察能力，学会设计和进行简单的化学平衡相关实验，并分析实验数据。

素质目标

1.培养尊重科学事实、客观公正地认识化学现象的精神。

2.学习辩证思维和系统思维，理解化学反应中的相互转化和动态平衡。

3.强调通过实验证据来验证化学理论，培养实证精神。

4.认识化学在社会发展中的重要作用，培养运用化学知识服务社会发展的意识。

5.提高将所学知识与实际相结合的能力，培养解决实际问题的能力。

课程思政目标：

1.将学生带入到实际的环保问题和应对措施中，提升学生的学习兴趣，认识事物之间的普遍联系性。

2.强化学生的职业道德感和责任感，培养学生可持续发展观及科技报国的家国情怀。

教学重点及难点：

重 点：化学反应速率及其影响因素、化学平衡及其影响因素、平衡常数。

难 点：化学反应速率及其影响因素

教学方法及手段：多媒体讲授

教学过程：

思政元素：

化学平衡是指在宏观条件一定的可逆反应中，化学反应正逆反应速率相等，反应物和生成物各组分浓度不再随着时间改变而改变的状态。生态平衡是指在一定时间内生态系统中的生物和环境之间、生物各个种群之间，通过能量流动、物质循环和信息传递，使它们相互之间达到高度适应、协调和统一的状态。化学平衡是物质转化的平衡，生态平衡是能量流动和物质循环转化的平衡。从微观的角度来说，生态平衡与化学平衡具有相同的物质基础—各种化学元素。

化学平衡的移动是有条件的。在一定条件下，可逆反应建立平衡，当条件发生变化时将被破坏，从平衡态变为不平衡态。之后，在新的条件下，反应再度平衡。影响化学平衡移动的主要因素：浓度、压强及温度。而影响生态平衡的因素则包括环境因素、生物因素和人为因素。应用勒夏特列原理既可以解释影响化学平衡的因素，也可以很好的解释生态平衡的移动规律。生态平衡和化学平衡一样可以向正逆两个方向移动。生态系统处在永恒的运动和演变之中，既有一定阶段稳定的平衡，又有平衡的突破和新平衡的建立。任何环境或人为因素都可以打破暂时的生态平衡，发生一系列连锁反应，直至建立新的平衡。如过度放牧、有机磷农药过度使用、过度开采、过度捕捞等，均为人类对生态平衡的破坏。

生态平衡的移动导致生态系统的演替。生态系统的演替是各个环节平衡移动的综合表现，其实质是生态平衡的移动。生态平衡与平衡的移动是生态系统本身运动发展的两个方面。有时，生态系统的自然平衡对人类有利；有时，打破旧的生态平衡，建立新的生态平衡才符合人类的利益。实现新旧过渡和改善优化生态平衡的过程就是促进生态平衡正向移动的良性发展过程。通过对化学平衡的概念、特征及移动的理解，将近些年我们国家发展的基本国策有机地相结合，联系到生态平衡，坚信人类要走可持续发展的道路，构建和谐社会。要保护生态平衡，应该建设生态工程。桑基鱼塘是典型的生态农业模式。它通过桑叶养蚕、蚕粪喂鱼、塘泥肥桑，实现了资源的循环利用。

作为当代大学生，应当承担起构建和谐社会的责任，就必须做到注重人际关系的和谐培养—合作精神、处理好人与社会及人与自然的的关系。为了更好的构建和谐社会，要不断充实自己，增加社会责任感。

## 第一节 化学反应速率（掌握）

### 一、浓度随着时间变化曲线

- 1.随着时间的推移，各物质浓度变化的趋势逐渐减弱。
- 2.各物质在相同的时间段内，浓度的变化是不一样的。

### 二、平均速率和瞬时速率

#### 化学反应速率的定义

- 1.是指在一定条件下，反应物转化为生成物的速率。

2.用单位时间内某物质浓度变化的绝对值来表示。

3.符号为“ $v$ ”，单位为“ $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$ 、 $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{min})$ ”

#### (一) 平均速率

- 1.同一反应，物质不同，表示该反应速率的数值也不相同。
- 2.通常选用容易测定的那一种物质浓度的变化来表示。
- 3.同一反应的各物质的反应速率表达式之间存在着一定的关系。

#### (二) 瞬时速率

1.当  $\Delta t$  趋于 0 时，反应物浓度的减少或生成物浓度的增加。

$$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left| \frac{dc}{dt} \right|$$

2.表达式：

### 第二节 反应速率理论简介（掌握、熟悉）

#### 一、碰撞理论

##### (一) 有效碰撞理论的主要论点

1.反应物分子相互碰撞是化学反应发生的前提。

反应速率与单位时间、单位体积内反应物分子的碰撞次数成正比。

2.碰撞是分子间发生反应的必要条件，但不充分条件。

能发生反应的碰撞称为有效碰撞。

不能发生反应的碰撞则为无效碰撞。

3.反应速率要同时考虑分子的有效碰撞和分子碰撞时的取向。

##### (二) 活化分子与活化能

相互碰撞的分子必须具有足够的能量，能发生有效碰撞的分子称为活化分子。

活化能：活化分子所具有的最低能量与反应物分子的平均能量之差。

反应过程中，反应物分子先成活化配合物，然后再转化为产物。

(1) 不同的反应，其反应的活化能各不相同。

(2) 每一反应都有其特定的活化能，一般在  $60\sim 250\text{kJ}/\text{mol}$ 。

(3) 化学反应的活化能越小，化学反应速率就越大。

#### 二、过渡状态理论

##### (一) 过渡状态理论的主要论点

反应过程中，反应物分子先成活化配合物，然后再转化为产物。

## (二) 反应历程-势能图

### 第三节 影响化学反应速率的因素（掌握）

#### 一、速率方程-浓度对反应速率的影响

##### (一) 基元反应和复杂反应

- 1.基元反应：一步就能完成的反应。
- 2.复杂反应：由两个或两个以上基元反应构成的反应。
- 3.化学反应：经历的途径称为反应机制（或反应历程）。
- 4.限速步骤：决定反应速率的那一步基元反应。

##### (二)速率方程

对于基元反应： $m\text{A} + n\text{B} = p\text{C} + q\text{D}$

1.质量作用定律：在一定温度下，化学反应速率与各反应物浓度幂的乘积成正比。

2.速率方程： $v = kc_{\text{A}}^m \cdot c_{\text{B}}^n$

其中各浓度的幂指数分别为反应方程式中的化学计量数。

3. $k$  为反应速率常数， $k$  值的大小与反应物的本性有关。

4.反应速率常数  $k$

反应物浓度为单位浓度时的反应速率，其大小反映了在给定条件下化学反应速率的快慢。

$k$  越大，反应速率越快；反之， $k$  越小，反应速率越慢。 $k$  的值与反应物的浓度无关，但受温度、溶剂、催化剂等条件的影响。

5.化学反应速率方程式的书写

- (1) 稀溶液中的溶剂参与反应时，其浓度视为不变量。
- (2) 反应物为固态物质时，其浓度视为常数。
- (3) 气体反应，可用气态物质的分压来代替其浓度。

#### 二、阿伦尼乌斯方程-温度对反应速率的影响

- 1.温度对化学反应速率的影响特别显著。
- 2.温度对  $v$  的影响，实质是温度对  $k$  的影响。
- 3.1889 年，阿伦尼乌斯指出  $k$  与热力学温度  $T$  之间存在定量关系。

#### 4.温度与反应速率常数的关系

(1) 以  $\lg K$  对  $1/T$  作图应为一条直线，直线的斜率为  $-E_a/2.303RT$ ，截距为  $\lg A$ 。

(2) 直线I的斜率（绝对值）较小，代表活化能较小的反应；直线II的斜率较大，代表活化能较大的反应。

(3) 活化能较大的反应，其反应速率随温度升高增加较快。

#### 三、催化剂对反应速率的影响。

##### (一) 催化剂

催化剂：能改变化学反应速率，本身的质量和化学性质在反应前后均不改变的物质。

催化剂的特点：

(1) 只改变化学反应速率，不影响化学反应的始态和终态。

(2) 对可逆反应，可以同等程度地加快正、逆反应的速率。

(3) 催化剂具有专一的选择性。

##### (二) 酶不同于一般的催化剂

1.酶具有极高的催化效率。

2.酶催化的反应所需的条件非常温和。

3.酶具有极高的专一性。

4.酶的稳定性是相对的。

#### 第四节 化学平衡和平衡常数

##### (一) 可逆反应（掌握）

指同一条件下，既能向正反应方向进行又能向逆反应方向进行的反应。常用符号“ $\rightleftharpoons$ ”表示可逆。

##### (二) 化学平衡（掌握）

在一定条件下，可逆反应的正、逆反应速率相等时，各物质的浓度不再随时间而改变，此时反应体系所处的状态称为化学平衡状态。

可逆反应达到化学平衡的特征：

(1) 动：化学平衡是动态平衡。  $V_{正}=V_{逆}$

(2) 静：反应处于相对静止状态，体系中各物质的浓度保持一定。

(3) 定：平衡状态只与反应条件（如温度）有关，与反应途径无关。

(4) 变：外界条件一旦改变，原来的平衡状态即被破坏。

### (三) 平衡常数（掌握）

1. 生成物浓度幂的乘积与反应物浓度幂的乘积之比为一常数。

2. 标准平衡常数  $k$  的表达式

(1) 浓度或分压是指平衡时的浓度或分压。

(2) 纯固体或纯液体不写入平衡常数表达式中。

(3) 稀溶液中，水的浓度不必写在平衡常数表达式中。

(4) 与化学反应方程式一致。

3. 标准平衡常数  $k$  的意义

(1) 平衡常数的大小是可逆反应进行程度的标志。

(2) 平衡常数是可逆反应的特性常数。

4. 平衡常数的应用

(1) 平衡转化率与指定反应物有关，通常以  $\alpha$  表示。

(2) 用平衡常数判断可逆反应进行的方向和限度。

### (四) 多重平衡（了解）

某些化学反应可表示为两个或多个反应的总和，这样的平衡体系称为多重平衡。

多重平衡中，总反应的平衡常数等于各反应平衡常数之积，这个关系称为多重平衡规则。

## 第五节 影响化学平衡的因（掌握）

### (一) 浓度对化学平衡的影响

在其他条件不变的情况下，

(1) 增大反应物的浓度，平衡向正反应方向（或向右）进行。

(2) 减小生成物的浓度，平衡向正反应方向（或向右）进行。

(3) 减小反应物的浓度，平衡向逆反应方向（或向左）进行。

(4) 增大生成物的浓度，平衡向逆反应方向（或向左）进行。

### (二) 压力对化学平衡的影响

1. 反应前后气体分子总数不相等

增大压力，平衡体系向着气体分子总数减小的方向移动，体系中气体的颜色由深变浅。

#### 2.反应前后气体分子数相等

反应物和生成物的浓度发生同等程度的变化，故增大压力不改变化学反应的平衡状态，化学平衡不发生移动。

### (三) 温度对化学平衡的影响

1.温度对化学平衡的影响与前两种情况有着本质的区别：温度的变化不仅引起化学平衡的移动，而且也会导致  $k$  值的变化。

2.可逆反应在一定条件下，升高温度，化学平衡向着吸热反应的方向移动；降低温度，化学平衡向着放热反应的方向移动。

### (四) 催化剂不影响化学平衡

催化剂不能改变标准平衡常数和反应商，因此不能使化学平衡发生移动。但催化剂能同等程度地加快正、逆反应速率，缩短到达平衡状态的时间。

### (五) 勒夏特列原理

改变平衡系统的条件之一，如温度、压力或浓度，平衡就会向减弱这个改变的方向移动。

只适用于已经达到平衡的体系，对于未达到平衡的体系是不能应用的。

### (六) 生物系统中的稳态和内稳

生物体是一个完整的统一体。体内的各种物质如糖、蛋白质、水、无机盐、维生素等的代谢不是彼此孤立，而是互相联系、相互作用、相互制约的。生物体内各种物质的代谢是一个动态的平衡过程。当条件改变时，平衡就被破坏，此时机体就要进行适当的调节，以维持代谢的正常进行。

作业：

课后题练习

## 第五章 电解质溶液

章： 第五章

9 学时

课题： 电解质溶液

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质

能力培养等)：

#### 知识目标

- 1.掌握电解质溶液的理论知识。
- 2.掌握溶液的酸碱平衡、一元弱酸(弱碱)溶液 pH 的计算、缓冲溶液的配制及选择；溶度积与溶解度的关系及溶度积的计算。
- 3.熟悉酸碱质子理论、共轭酸碱对的关系、同离子效应和盐效应及缓冲溶液；溶液的沉淀溶解平衡。
- 4.了解多元弱酸(弱碱) pH 的计算、缓冲容量；
- 5.掌握计算溶液 pH 值的方法；掌握配制缓冲溶液的方法；

#### 能力目标

- 1.具有实践能力，运用本章知识设计、进行和分析，并能得出科学结论。
- 2.具有数据分析能力，能够分析实验数据，并根据数据推断物质的组成和性质。
- 3.培养分析和解决化学问题的能力，理解物质之间的相互联系和变化规律，形成科学的思维方式。

#### 素质目标

- 1.培养严谨的科学态度，尊重实验证据，勇于探索未知。
- 2.培养实践创新能力，能够将所学知识应用于解决实际问题，并尝试创新实验方法。
- 3.增强环保意识，了解化学品或药品对环境的影响，培养节约资源、保护环境意识，理解化学在可持续发展中的作用。
- 4.提升合作交流能力，培养良好的团队合作精神。

#### 课程思政目标：

人们对酸碱的认识虽然很早，但早期对酸碱的定义却仅凭感觉、味觉和触觉。直到 1884 年阿伦尼乌斯(S. A. Arrhenius, 1859 - 1927)提出电解质电离理论[4]后，人们才开始逐渐认识酸碱的本质。电解质的行为，尤其是电解质在水溶液中的行为对于理解酸碱的性质就尤其重要。以此培养学生大胆提出问题、保仔细分析问题，小心求证的科探索事物本质的能力，同时培养学生的生态安全意识。

教学重点及难点：

重 点：一元弱酸（弱碱）溶液 pH 的计算、缓冲溶液的配制及选择

难 点：溶度积与溶解度的关系及溶度积的计算

教学方法及手段：多媒体讲授，实训练习

教学过程：

第一节 强电解质溶液理论（掌握）

一、离子相互作用理论。

阳离子的周围存在一球形对称且带负电荷的离子群，称为离子氛；阴离子的周围也有带正电荷的离子氛存在。

离子氛的形成使溶液中离子的行动受到了限制，导致溶液的依数性偏差和导电性下降，因此由导电性测得的解离度小于 100%。

二、活度、活度系数和离子强度。

指有效浓度，即单位体积的电解质溶液中表现出来的表观离子有效浓度，即扣除了离子间相互作用的浓度。以  $\alpha$  表示。  $\alpha = \gamma \cdot c$

1.离子浓度越大，离子间相互作用越强， $\gamma$  越小。通常情况下，稀溶液中  $\gamma < 1$ 、 $\alpha < c$ ；极稀溶液中  $\gamma \rightarrow 1$ 、活度与浓度也趋于相等。

2.弱电解质溶液中也有活度问题，但比同浓度的强电解质为弱，活度系数可近似视为 1。

3.中性分子、纯固体及纯液体其活度视为 1。

4.是溶液中所有离子共同作用的结果，单个离子的活度系数至今无法测定，常以平均活度系数表示。对于 AB 型电解质，离子平均活度系数可定义为正离子的活度系数和负离子的活度系数的几何平均值。

5.离子强度：溶液中各种离子的浓度乘以离子电荷数的平方总和的 1/2。表示离子在溶液中产生的电场强度的大小。离子电荷越大，离子浓度越大，离子强度就越大。

(1) 离子强度越大，离子间相互作用越显著，活度系数越小。

(2) 离子强度越小，活度系数趋于 1。稀溶液接近理想溶液，活度近似等于浓度。

第二节 酸碱质子理论（掌握）

## 一、酸碱的概念与强度

### (一) 基本概念

#### 1. 酸碱的定义

酸：能给出质子 ( $\text{H}^+$ ) 的物质 (质子的给予体)

碱：能接受质子的物质 (质子的接受体)。

两性物质：能给出质子又能接受质子的物质称为酸碱两性物质，如  $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{HCO}_3^-$  为两性物质。

### (二) 酸碱的强度

酸越强，其共轭碱的碱性越弱；反之，酸越弱，其共轭碱的碱性越强。

## 二、酸碱反应的实质

酸碱反应总是由较强的酸和较强的碱作用，向着生成较弱的酸和较弱的碱的方向进行。相互作用的酸和碱愈强，反应进行得愈完全。

## 第三节 水溶液中的质子转移平衡 (掌握)

### 一、水的质子自递反应和水溶液的酸碱性

### 二、水溶液中弱酸弱碱的解离平衡

#### (一) 一元弱酸弱碱溶液的解离

##### 1. 解离平衡

在一定条件下，当弱电解质分子解离成离子的速率与离子结合成分子的速率相等时的状态。

$K_a$  代表弱酸的解离常数； $K_b$  代表弱碱的解离常数。

(1)  $K_a$  (或  $K_b$ ) 的大小可表示弱酸 (或弱碱) 在水溶液中的解离程度。 $K_a$  (或  $K_b$ ) 越大，弱酸 (或弱碱) 的解离程度越大，酸 (或碱) 越强。

(2)  $K_a$  (或  $K_b$ ) 取决于电解质本身的性质，与温度、溶剂有关，与电解质的浓度无关。

2. 解离度：已解离的弱电解质浓度/弱电解质的起始浓度  $\times 100\%$

#### (二) 多元弱酸 (碱) 的逐级解离

$K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$ ，多元弱酸的酸性主要由第一步解离所决定。 $K_{a1}$  越大，多元弱酸的酸性越强。

多元弱碱也逐级解离，碱性的强弱取决于  $K_{b1}$  的大小。 $K_{b1}$  越大，多元弱碱

的碱性越强。

### (三) 同离子效应和盐效应

#### 1. 同离子效应

在弱电解质溶液中加入与弱电解质具有相同离子的强电解质，使弱电解质的解离度降低的现象称为同离子效应。

#### 2. 盐效应

在弱电解质溶液中加入与弱电解质不具有相同离子的强电解质，该弱电解质的解离度增大。这种现象称为盐效应。

同离子效应与盐效应的作用相反，但因同离子效应远超过盐效应，所以在离子浓度较小的溶液中常常忽略盐效应的影响。

### 第四节 弱酸弱碱溶液的 pH 计算

#### 一、一元弱酸弱碱溶液的 pH 计算（掌握）

##### 1. 一元弱酸溶液

$$\text{近似式: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a \cdot c_a}}{2} \quad \text{前提: } K_a \cdot c_a \geq 20K_w \text{ 时}$$

$$\text{最简式: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a} \quad \text{前提: } c_a/K_a \geq 500 \text{ 时}$$

#### 二、多元弱酸弱碱的 pH 计算（了解）

#### 三、两性物质水溶液的 pH 计算（了解）

### 第五节 缓冲溶液

#### 一、缓冲溶液的组成及其作用（掌握）

##### 1. 缓冲溶液的概念

具有缓冲的溶液，能抵抗外加的少量强酸、强碱或稀释而保持溶液的 pH 基本不变的作用。

##### 2. 缓冲液的组成

缓冲溶液之所以具有缓冲作用，是由于缓冲溶液中同时含有抗酸和抗碱两种成分，通常将这两种成分称为缓冲对或缓冲系。

##### 3. 缓冲作用原理

(1) 抗酸作用：缓冲对中的共轭碱发挥抵抗外来强酸的作用，是抗酸成分。

(2) 抗碱作用：缓冲对中的共轭酸发挥抵抗外来强碱的作用，是抗碱成分。

(3) 抗稀释作用：在缓冲溶液适当稀释时，虽然  $\text{H}_3\text{O}^+$  的浓度因稀释有所降低，但  $\text{Ac}^-$  与  $\text{HAc}$  的浓度同时也降低，同离子效应减弱， $\text{HAc}$  的解离度增加， $\text{H}_3\text{O}^+$  的浓度得以弥补，溶液的 pH 基本不变。

二、缓冲溶液的 pH 计算（掌握）

三、缓冲溶液的缓冲范围（掌握）

### 1. 缓冲容量的概念

缓冲容量(buffer capacity)是使单位体积(1L)缓冲溶液的 pH 改变 1 个单位时，所需加入的一元强酸或一元强碱的物质的量。

缓冲容量是缓冲溶液自身的特性，它只与缓冲溶液的总浓度和缓冲比有关，而与外加酸碱的量无关。

### 2. 影响缓冲容量的因素

(1) 缓冲溶液总浓度 ( $c_{\text{总}}$ )  $c_{\text{总}} = c_{\text{a}} + c_{\text{b}}$

对于同一缓冲对组成的缓冲溶液，当缓冲比一定时，缓冲溶液的总浓度越大，溶液中的抗酸、抗碱成分越多，缓冲容量越大。

(2) 缓冲比 ( $c_{\text{b}}/c_{\text{a}}$ )

对于同一缓冲对组成的缓冲溶液，当缓冲溶液的总浓度一定时，缓冲比越接近 1，缓冲容量越大；缓冲比=1 时，缓冲容量最大。

### 3. 缓冲范围

缓冲溶液具有缓冲作用的 pH 范围。

一般当缓冲比  $>10$  或  $<0.1$  时，可认为缓冲溶液已基本丧失缓冲能力。缓冲溶液只有当缓冲比在  $1/10 \sim 10/1$  时，即 pH 在  $\text{p}K_{\text{a}} - 1$  至  $\text{p}K_{\text{a}} + 1$  之间时，缓冲溶液有较强的缓冲能力。

不同的缓冲系，由于共轭酸的  $\text{p}K_{\text{a}}$  不同，所组成的缓冲溶液的缓冲范围也不同。

四、缓冲溶液的配制（掌握）

五、血液中的缓冲系（了解）

## 第六节 难溶电解质

一、溶度积常数（掌握）

在一定温度下，难溶性电解质达成沉淀与溶解平衡时，溶液中有关离子浓

度幂的乘积为一常数 ( $K_{sp}$ )。

$K_{sp}$  的大小取决于难溶性电解质的本性，并随着温度的升高而增大，但与难溶性电解质沉淀的量及溶液中离子浓度的变化无关。

$K_{sp}$  的大小反映了难溶强电解质溶解能力的大小， $K_{sp}$  越小，难溶强电解质就越难溶于水。

## 二、溶度积常数和溶解度的关系（掌握）

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_{sp}}{m^m n^n}}$$

AB 型化合物： $s = \sqrt{K_{sp}}$

$A_2B$  或  $AB_2$  型化合物： $s = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$

相同类型的难溶性电解质， $K_{sp}$  越小， $s$  也越小。

不同类型的难溶性电解质， $K_{sp}$  大， $s$  不一定大，必须通过计算才能得出正确的结论。

## 三、同离子效应（熟悉）

在难溶强电解质溶液中加入与该电解质具有相同离子的易溶强电解质，使难溶性电解质的溶解度降低的现象称为同离子效应。

## 四、溶度积规则（掌握）

离子积： $Q = (A^{n+})^m \cdot (B^{m-})^n$

(1)  $Q = K_{sp}$

饱和溶液，处于沉淀溶解平衡状态。此时，既无沉淀析出又无沉淀溶解。

(2)  $Q > K_{sp}$

过饱和溶液。将有沉淀析出，直至形成饱和溶液。

(3)  $Q < K_{sp}$

不饱和溶液。如有固体将溶解，直至全部溶解或形成饱和溶液。

## 五、沉淀的生成与溶解（了解）

(一) 沉淀的生成

(二) 沉淀的溶解

1. 生成弱电解质使沉淀溶解

2.利用氧化还原反应

3.形成难解离的配离子使沉淀溶解

### (三) 沉淀转化

在含有某种沉淀的溶液中加入适当的试剂，可以将其转化为另一种沉淀，这种过程称为沉淀转化。

沉淀转化一般是由溶解度大的向溶解度小的方向进行。对于同类型的难溶性电解质间即由  $K_{sp}$  大的向  $K_{sp}$  小的方向转化。 $K_{sp}$  相差越大，沉淀转化反应越完全。

作业：

课后题练习 重点掌握弱酸弱碱 pH 值的计算方法，完成对应练习题

## 第六章 热力学基础

章： 第六章	6 学时
课题： 热力学基础	
教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）： 教学目的与要求 知识目标 1.掌握热力学第一定律、第二定律、盖斯定律等的意义及数学表达；掌握热力学中重要的状态函数的概念、特点；掌握计算焓变、熵变、自由能变，并能熟练判断化学反应自发进行的方向。 2.熟悉热力学的基本概念和常用术语；熟悉热力学的标准态及热力学方程式。 3.了解可逆过程的定义及特点。 能力目标 1.能够利用本章知识进行相关计算，判断反应的方向和趋势预测。 2.具有逻辑推理与问题解决能力，能够利用本章知识，从能量角度解释无机化学现象。 素质目标	

1.培养严谨求实的科学态度，养成尊重客观事实、严谨计算和数据说话的习惯。

2.树立能量与环保意识，树立绿色化学和可持续发展的观念。

3.提升宏观与微观相结合的认识能力，形成从宏观现象探求微观本质，再用微观理论解释宏观规律的辩证思维模式。

4.培养探索与创新精神，激发利用热力学原理探索药物合成的可能性、优化制药工艺的创新意识。

课程思政目标：

培养学生科学的世界观、价值观，同时也引导学生在追求真理的路上一定要保持实事求是的精神，不要做违背自然规律，培养学生与时俱进、绿色发展的意识。

教学重点及难点：

重 点：热力学第一定律、第二定律、盖斯定律；焓变、熵变、自由能变的概念；

难 点：判断化学反应自发进行的方向。

教学方法及手段：多媒体讲授

教学过程：

案例分析：

从未成功的永动机

史上有不少人有过这样美好的愿望：制造一种不需要动力的机器，它可以源源不断的对外界做功，这样可以无中生有的创造出巨大的财富来，在科学历史上从没有过永动机成功过，能量守恒定律的发现，使人们认识到：任何机器，只能转变能量存在的形式，并不能制造能量。因此根本不能制造永动机。它违背热力学第一定律：物体内能的增加等于物体从外界吸收的热量与物体对外界所做功的总和。

从未成功的第二类永动机曾经有人设计一类机器，希望它从高温热库(例如锅炉)吸取热量后全部用来做功，不向低温热库排出热量。这种机器的效率不是可以达到 100%了吗?这种机器不违背能量守恒定律，但是都没有成功。人们把这种只从单一热库吸热，同时不间断的做功的永动机叫第二类永动机。这种永

动机不可能制成，是因为机械能与内能的转化具有方向性：机械能可以转化内能，但内能却不能全部转化为机械能，而不引起其它变化。

引导学生进行思考，永动机是否能够成功。

## 第一节 热力学第一定律

热力学：是研究物理变化和化学变化中能量相互转化规律的一门科学。

化学热力学：利用热力学的基本理论和方法来研究化学变化及其伴随的能量变化，即形成了化学热力学。

### 一、基本概念和术语（熟悉）

#### （一）体系与环境

体系：被划定的研究对象称为体系，或系统。

环境：体系以外与体系有密切联系的其余部分。

#### 1.基本概念

根据体系与环境之间的关系，体系可分为以下3类：

敞开体系：体系与环境之间既有物质交换，又有能量交换。

封闭体系：体系与环境之间没有物质交换，只有能量交换。

孤立体系：体系与环境之间既没有物质交换，也没有能量交换。

#### 2.体系的性质

用来描述体系状态的宏观物理量称为体系的性质。

如温度、体积、压强、质量、浓度、密度以及本章将要学习的内能、焓、熵、自由能等。

根据体系的性质与体系物质的量之间的关系，可分为广度性质和强度性质。

（1）广度性质：也叫容量性质，广度性质的数值与体系的物质的量成正比，即具有加和性。如体积、质量、焓、熵等。

（2）强度性质：其数值取决于体系自身的性质，与体系中物质的量无关，不具有加和性。如温度、密度、压强。

#### （二）状态和状态函数

状态：如温度、压力、体积、质量、浓度、密度等，当描述体系性质的上述物理量都有确定的数值时，我们就说体系处于一定的状态。

状态函数：热力学上，能够确定体系状态的物理量称为体系的状态函数。

状态函数的特点：状态函数的变化值只与体系的始态和终态有关，而与变化的途径无关。

### （三）过程和途径

1.过程：体系状态的变化，即体系从一个状态（始态）变成另一个状态（终态）。

2.途径：体系由始态到终态，完成一个变化过程经历的具体步骤。

### （四）热和功

热 ( $Q$ )：由于体系与环境之间的温度差，而在体系与环境间所传递的能量。

功 ( $W$ )：系统与环境之间除热之外以其他形式传递的能量。

热和功的单位为焦 (J) 或千焦 (kJ)。

热和功都是体系状态变化过程中与环境交换的能量形式，只有在能量传递过程中才能表现出来，没有过程就没有热和功。

### （五）热力学能

体系内部所含有的能量的总和称为热力学能，用符号  $U$  表示。

热力学能（内能）：整个体系内部所有微观形式的动能和势能的总和  
(不包括体系整体运动的动能和在外力场中的势能)。

## 二、热力学第一定律（掌握）

能量守恒定律：能量只能从一种形式转化为另一种形式，从一个物体传递给另一个物体，而在转化和传递过程中能量的总值不变。

### 第二节 化学反应的热效应

化学反应总是伴随着吸热或放热，在恒温、恒压或恒温、恒容且不做非体积功的反应过程中，体系吸收或放出的热称为化学反应的热效应，简称反应热。

#### 一、恒容反应热与恒压反应热（熟悉）

##### 1.恒容反应热

不做非体积功和恒容条件下，反应热  $Q_V$  在数值上等于体系热力学能的变化  $\Delta U$ 。

##### 2.恒压反应热

不做非体积功和恒压条件下，反应热  $Q_p$  在数值上等于体系的焓变  $\Delta H$ 。

## 二、热化学方程式（熟悉）

书写热化学反应方程式必须注意以下几点：

1. 要注明反应物和产物的状态：s、l、g。

2. 注明反应时的温度、压力。如果在 298K 和 100kPa 下进行，习惯上可不再予以注明。

3. 焓变值与一定的反应式相对应。

4. 在相同的条件下，正向反应和逆向反应的反应热绝对值相等、符号相反。

## 三、热效应的计算（熟悉）

### （一）盖斯定律

盖斯定律：一个化学反应若能分为几步进行，则总反应的反应热等于各分步反应的反应热的代数和。反应热只与过程有关，与途径无关。

### （二）标准摩尔生成焓

在标准状态下，由最稳定的单质生成 1mol 某物质时的焓变称为该物质的标准摩尔生成焓，用符号  $\Delta_f H_m^\ominus$  表示，常用单位为 KJ/mol(简称生成焓，也叫生成热。在 298K 时，标准生成焓的符号可简写为  $\Delta_f H^\ominus$ )

### （三）标准摩尔燃烧焓

标准状态下，1mol 纯物质完全燃烧时的标准摩尔焓变称为该物质的标准摩尔燃烧焓，用符号  $\Delta_c H_m^\ominus$  表示，下标 c 代表燃烧，常用单位为 KJ/mol。(标准摩尔燃烧焓简称燃烧焓，简写作  $\Delta_c H^\ominus$ )

## 第三节 热力学第二定律

### 一、自发过程（了解）

1. 自发过程：指定条件下不需要消耗外力（功或热）而能够自动进行的过程。

2. 非自发过程（反自发过程）：指定条件下需要消耗外力（功或热）才能发生的过程。

3. 自发过程的特点：

（1）自发过程都有确定的方向。

（2）自发过程可用来做有用功（非体积功）。

4.两个基本规律控制着所有自发过程的方向:

- (1) 一是过程向体系能量降低的方向进行。
- (2) 二是过程向体系混乱度增大的方向进行。

## 二、熵与熵变 (掌握)

熵 ( $S$ ): 是体系内部质点运动的混乱度的量度, 单位为  $J/(K \cdot mol)$ 。

熵( $S$ )为一状态函数, 是体系的广度性质, 具有加和性。体系的熵越大, 其混乱度就越大; 体系的熵越小, 其混乱度就越小。当体系内质点的聚集状态发生改变时, 其熵值就会改变。

熵的规律:

- (1)对于同一物质而言, 气态熵大于液态熵, 液态熵大于固态熵。
- (2)温度升高, 物质的熵增大。
- (3)固体或液体溶于水时, 熵值增大; 气体溶于水时, 熵值减小。
- (4)压力增大时, 物质的熵减小。压力对固体或液体物质的熵影响很小, 对气体物质的熵影响较大。
- (5)气体计量系数增加的反应, 熵增大; 反之, 熵减小。

## 三、吉布斯自由能与自发过程 (掌握)

### (一) 吉布斯-亥姆霍兹公式

综合考虑能量降低和熵增加两个自发过程的推动力, 定义了“吉布斯自由能”, 简称“自由能”, 用符号  $G$  表示。其 SI 单位为 J, 常用单位为 kJ。并定义为:  $G=H-TS$

吉布斯自由能也是状态函数。

自由能的改变量:  $\Delta G=\Delta H-T\Delta S$

吉布斯自由能判据:

对于封闭体系在恒温、恒压、不做非体积功的条件下, 利用  $\Delta G$  可以判断过程的自发方向。

$\Delta G < 0$ , 过程正向自发

$\Delta G > 0$ , 过程逆向自发

$\Delta G = 0$ , 过程处于平衡状态

封闭体系在恒温恒压和不做其他功的条件下，其自发过程总是向自由能降低的方向进行，当自由能降低到最低值时就达到平衡。

## (二) 标准摩尔生成吉布斯自由能

标准状态下，由稳定单质生成 1mol 某化合物时的吉布斯自由能改变称为该化合物在此温度下的标准摩尔生成自由能，用符号  $\Delta_f G_m^s$  表示，简写为  $\Delta G_f^0$ 。

解释该理论在药物合成工业应用方面所起的指导作用，培养学生绿色发展，注重环保的科学意识。

## 四、吉布斯自由能变的计算（掌握）

作业：课后题练习

## 第七章 氧化还原与电极电势

章： 第七章	8 学时
课题： 氧化还原与电极电势	
教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）： 教学目的与要求 学习氧化还原反应概念以及电极电势的相关知识。	
知识目标 1.掌握氧化还原反应的基本概念；能斯特方程、影响电极电势的因素及其应用。 2.熟悉原电池的组成、表示方法，电极反应及电池反应及电池反应的关系；标准电极电势及其应用。 3.了解电极电势产生的原因；离子选择电极的构造和氢离子浓度的测定。	
能力目标 1.提升分析与计算能力，能够分析和判断氧化还原反应的发生及量化。 2.培养设计与构建能力，能够根据给定的反应和要求，设计实验。 3.具有预测与评价的能力，根据电极电势的大小，预测氧化还原反应的方向和难易程度，以及反应产物。 4.培养解决问题的能力，能够将本章知识实际问题中，解决如腐蚀的问题。	

## 素质目标

- 1.科学探究精神：培养学生质疑、探究和深入思考的科学精神。
- 2.逻辑思维能力：提高学生分析、推理和解决化学问题的逻辑思维能力。
- 3.科学视野：引导学生认识到电化学原理在科技发展和社会进步中的重要作用，增强学习化学的兴趣和应用意识。
- 4.理性态度：培养学生严谨细致的学习态度和实事求是的科学态度。

## 课程思政目标：

激发学生内在学习动力，科学探索精神和以及为社会贡献的决心，培养学生爱国情怀。

## 教学重点及难点：

**重 点：**氧化还原反应的基本概念；能斯特方程、影响电极电势的因素及其应用。

**难 点：**能斯特方程

## 教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习

## 教学过程：

通过 2019 年诺贝尔化学奖授予锂离子电池的发明者，向学生发出提问：什么是电池？电池是一种将化学能转化成电能的装置，并且化学能是通过氧化还原反应的过程转化为电能。以此来引出本节课的课题——氧化还原反应。

### 第一节 基本概念（掌握）

#### 一、氧化数

##### 1、氧化数

某元素一个原子的电荷数，这种电荷数是假设将每个化学键中的电子指定给电负性较大的原子而求得的。

##### 2、确定元素氧化数的规则：

- (1) 单质中，元素的氧化数为 0。例如  $O_2$ 、 $N_2$ 。
- (2) 单原子离子中，元素的氧化数等于离子电荷数。如  $Ca^{2+}$  中 Ca 的氧化数为 +2。多原子离子中，各元素氧化数的代数和等于离子电荷数。如  $SO_4^{2-}$ 。
- (3) 化合物中各元素氧化数的代数和为 0。如 HCl。
- (4) 化合物中常见元素的氧化数：

F (-1); 碱金属 (+1); 碱土金属 (+2); 通常 H 为+1、O 为-2; 活泼金属氢化物 H (-1), 如 NaH; 过氧化物 O (-1), 如  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; 在  $\text{OF}_2$  中 O 为+2。

## 二、氧化还原反应的实质

氧化还原反应的实质是反应物之间发生了电子的转移或偏移, 从而导致元素的氧化数发生了改变。

1. 氧化: 元素氧化数升高的过程, 氧化数升高的物质称为还原剂。

2. 还原: 元素氧化数降低的过程, 氧化数降低的物质称为氧化剂。

氧化还原反应中, 氧化剂氧化数降低的总数与还原剂的氧化数升高的总数相等。

## 第二节 电极电势 (熟悉)

### 一、原电池

氧化还原反应中发生了电子的转移, 氧化剂与还原剂直接接触时, 电子的转移是没有方向的, 因此无法产生电流。

原电池: 若设计一个装置, 使氧化还原反应中电子的移动变成电子的定向移动, 可以将化学能转变为电能。

#### (1) 电极反应

原电池中, 电子流出的一端为负极, 发生氧化反应; 电子流入的一端为正极, 发生还原反应。

#### (2) 电池符号

书写电池符号时, 将电池的负极写在左边, 正极写在右边; 用单垂线 “|” 表示相界面, 用双垂线 “||” 表示盐桥; 若电极中没有金属导体时, 可选用惰性金属 Pt 或石墨作电极导体。

### 二、电极电势

### 三、标准电极电势

#### 1. 标准电极电势的测定

标准状态下待测电极与标准氢电极组成原电池, 测出该原电池的电动势, 即可求出待测电极的标准电极电势。

#### 2. 应用标准电极电势应注意以下几点:

(1)  $\varphi^\ominus$  的大小与电极反应中物质的计量系数无关。

(2)  $\varphi^\ominus$  的符号和大小与电极反应的书写方法无关。

(3)  $\varphi^\ominus$  是在标准状态时的水溶液中测定的，不适用于非水溶液。

(4)  $\varphi^\ominus$  有  $\text{H}^+$  出现，查酸表  $\varphi_{\text{A}}^\ominus$ ；若有  $\text{OH}^-$  出现，查碱表  $\varphi_{\text{B}}^\ominus$ 。

### 第三节 影响电极电势的因素

#### 一、能斯特方程（掌握）

电极电势的大小决定于电极的本性，并受温度、浓度等外界条件的影响，电极电势与它们之间的定量关系用能斯特（Nernst）方程式表示。

使用能斯特方程式时应注意：

如果电极反应中的某物质是固体、纯液体或稀溶液中的溶剂时，则不出现在能斯特方程式中；气体则用相对分压  $P/P^\ominus$  表示； $c_{\text{OX}}$  和  $c_{\text{Red}}$  并非专指氧化数有变化的物质，而是参加电极反应的所有物质。

#### 二、能斯特方程式的应用（掌握）

##### （一）浓度对电极电势的影响

增大氧化态浓度或减小还原态浓度，电极电势值增大，氧化态物质的氧化能力增强；增大还原态浓度或减小氧化态浓度，电极电势值减小，还原态物质的还原能力增强。

##### （二）酸度对电极电势的影响

### 第四节 电极电势的原因（了解）

#### 一、比较氧化剂与还原剂的强弱

##### 1. 标准状态下

$\varphi^\ominus$  大的电对中，氧化型物质是强氧化剂。

$\varphi^\ominus$  小的电对中，还原型物质是强还原剂。

##### 2. 非标准状态下

利用能斯特方程计算出电对的  $\varphi$  再来比较。

#### 二、判断氧化还原反应进行的方向

#### 三、计算原电池的电动势

#### 四、元素电势图及应用

##### 1. 元素电势图：

当某种元素可以形成 3 种或 3 种以上的氧化数物质时，氧化数不同的物质可以组成多个不同的电对，将各电对的标准电极电势用图的形式表示出来。

2. 计算电对的标准电极电势

3. 判断处于中间氧化数的元素能否发生歧化反应

#### 第五节 电势法应用（了解）

一、离子选择电极

二、电势法测定溶液 pH

作业：

课后题练习

### 第八章 配位化合物

章： 第八章

6 学时

课题： 配位化合物

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的与要求

学习配位化合物的理论知识并通过实训练习配位化合物的生成和检验。加深知识的理解。

知识目标

1. 掌握配合物的概念、组成、命名、稳定常数及稳定性。
2. 熟悉配合物的分类、配位平衡及配位平衡的移动。
3. 了解配合物的同分异构现象、价键理论、磁性及应用。

能力目标

1. 培养分析能力，能够分析给定配位化合物的配位结构、确定中心原子和配体、理解其成键方式。
2. 培养解决问题能力，能运用所学理论和知识解决药学专业实际问题，例如配位化合物的反应、应用和性质推断，理解其在生理中的作用机制。
3. 培养实验能力，了解配位化合物的合成方法，并在药学实验中或生产中掌握相关的操作技巧。
4. 归纳和概括能力，能够对配位化合物的性质进行归纳和总结，理解其结构与性质之间的关系。

## 素质目标

1.兴趣培养，激发学生的兴趣和探索欲望，认识到本章内容在药学领域的重要性。

2.科学思维，培养学生科学的思维方式，学习从微观角度解释宏观现象，形成严谨的逻辑推理能力。

3.创新意识，鼓励学生在学习过程中提出问题、思考问题，培养其创新精神和独立思考能力。

4.团队合作，培养良好的沟通能力和团队合作精神。

## 课程思政目标：

将中国化学家在配位化学中的贡献与教学内容相结合，可以增强学生的民族自豪感和国家荣誉感，激励学生刻苦学习、奋发图强，为建设中国特色社会主义事业筑牢学科知识基础。将本章内容与药学专业相结合，可以强化学生化学学科素养，树立科技报国、科技强国的远大理想。

## 教学重点及难点：

重 点：配合物的概念、组成、命名、稳定常数及稳定性

难 点：配合物配位平衡及配位平衡的移动

## 教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习

## 教学过程：

### 案例展示：

我们学校每层楼热水器旁边都连着一个类似这样的几个管子，管子内部装的是交换树脂，钙离子镁离子会与树脂上的氢离子发生置换反应附着在树脂表面，有的同学会有疑问，装一根不就达到软化的目的了？为什么要装三根。我们利用阳离子交换树脂，在吸附钙镁离子的同时，是不是把氢离子带到了水中，为了保证自来水的电中性，我们需要在接一根阴离子交换树脂和一个混合树脂，确保最终流到管道中的水的  $\text{pH}=7$ 。通过日常生活案例，引导学生思考其原理，引出配位化合物相关知识。

## 第一节 配合物的基本概念

### 一、配合物的定义（掌握）

#### 1.配离子

由金属离子或原子与一定数目的阴离子或分子以配位键结合而成的复杂离子称为配离子。例如： $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

## 2.配位分子

由金属离子或原子与一定数目的阴离子或分子以配位键结合而成的复杂分子称为配位分子。例如： $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$

## 3.配合物

含有配离子的化合物和配位分子统称为配位化合物，简称配合物。例如： $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 、 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$

# 二、配合物的组成（掌握）

## 1.形成体

配合物的形成体位于内界的中心，又称为中心原子。

- (1) 大多为过渡金属离子或原子，如  $\text{Zn}^{2+}$ 、 $\text{Cd}^{2+}$ 、 $\text{Hg}^{2+}$ 、 $\text{Fe}^{3+}$  及  $\text{Ni}$ 、 $\text{Fe}$ 。
- (2) 高氧化态的非金属原子，如  $\text{Si}(\text{IV})$ 。
- (3) 少数主族金属离子，如  $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Al}^{3+}$ 。

## 2.配位体

配合物中与形成体以配位键相结合的阴离子或分子称为配位体，简称配体。

- (1) 阴离子：如  $\text{X}^-$ 、 $\text{SCN}^-$ 、 $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ 、 $\text{CN}^-$ 。
- (2) 分子：如  $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_3$ 、 $\text{CO}$ 。

## 3.配位原子

在配体中，提供孤对电子与中心原子形成配位键的原子称为配位原子。配位原子通常是电负性较大的非金属元素的原子。

例如： $\text{H}_2\text{O}$  中的  $\text{O}$ 、 $\text{NH}_3$  中的  $\text{N}$ 、 $\text{CN}^-$  中的  $\text{C}$ 。

## 4.单齿配体和多齿配体

根据配体中所含配位原子的数目可将配体分为单齿配体和多齿配体。

- (1) 只提供 1 个配位原子的配体称为单齿配体，如  $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_3$ 、 $\text{OH}^-$ 、 $\text{X}^-$ 。
- (2) 同时提供 2 个及 2 个以上的配位原子的配体称为多齿配体。例如：乙二胺 ( $\text{en}$ )  $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$  (二齿配体)、乙二胺四乙酸根 ( $\text{EDTA}$ ) (六齿配体)

## 5.配位数

与中心原子直接结合的配位原子总数称为配位数。

(1) 配位数一般为 2、4、6、8，常见的是 4 和 6。

(2) 配位数 =  $\sum$  配体数  $\times$  配体齿数。

(3) 配位数的大小主要受中心原子和配体影响，其中中心原子的半径、电荷和配体的体积、电荷起主要作用。

(4) 对同一个配体来说，如果中心原子的半径较大，其周围容纳的配体一般较多，配位数较高；若中心原子的电荷较大，有利于形成配位数较高的配合物。

(5) 对同一中心原子来说，配体的体积越大，则配位数越低；阴离子的电荷较小，容易形成较高配位数的配合物。

## 6. 配离子的电荷

配离子的电荷等于中心原子和配体所带电荷的代数和。可以根据外界离子的电荷来确定配离子的电荷。

(1) 根据配离子的电荷和配体的电荷，可以推算出中心原子的氧化数。

(2) 根据中心原子的氧化数和配体的电荷，能推算出配离子的电荷及配合物的化学式。

## 三、配合物的命名（掌握）

### 1. 内界的命名原则

(1) 配合物内界的命名方式为“配体数+配体名称+合+形成体名称+形成体氧化数”。其中配体数用中文小写数字一、二、三……表示；形成体氧化数用罗马数字 I、II、III……表示，并置于括号中；配位分子的中心原子氧化数不必标出。例如：

$[\text{FeF}_6]^{3-}$                       六氟合铁(III)离子

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$               四氨合铜(II)离子

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$                 六氰合铁(II)离子

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$                     四羰基合镍

(2) 如果内界含有两种或两种以上的配体，不同类型配体的命名顺序遵循“先无机配体，后有机配体”“先阴离子，后分子”的原则；若为同一类型的配体，则按配位原子元素符号的英文字母顺序排列。不同配体名称之间要用中圆点分开，

复杂的配体名称写在圆括号内，以免混淆。例如：

$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{en})_2]^{3+}$                       二氨·二(乙二胺)合铁(III)离子

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]^{2+}$                       一氯·四氨·一水合钴(III)离子

(3) 两可配体的书写方式和名称均不同。如  $\text{SCN}^-$  作配体时，S 为配位原子，名为“硫氰酸根”；N 为配位原子，名为“异硫氰酸根”，书写为  $\text{NCS}^-$ 。再如  $\text{NO}_2^-$  作配体时，N 为配位原子，名为“硝基”；O 为配位原子，名为“亚硝酸根”，书写为  $\text{ONO}^-$ 。例如：

$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$                                       四硫氰酸根合汞(II)离子

$[\text{Co}(\text{NCS})(\text{NH}_3)_5]^{2+}$                       异硫氰酸根·五氨合钴(III)离子

$[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$                       三硝基·三氨合钴

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{ONO})\text{Cl}]^+$                       氯·亚硝酸根·四氨合钴(III)离子

(4) 有些配体形成配合物前后名称不同，如氢氧根、一氧化碳，在形成配合物后分别称为羟基、羰基。例如：

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]^+$                       二羟基·四氨合钴(III)离子

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$                                       五羰基合铁

## 2. 配合物的命名原则

(1) 配合物盐类按无机盐来命名，阴离子与阳离子之间用“化”或“酸”。

例如： $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$                       氯化四氨合铜(II)

$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$                                       四碘合汞(II)酸钾

(2) 内界为阳离子、外界为  $\text{OH}^-$  时，命名为“氢氧化+阳离子”。

例如： $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$                       氢氧化二氨合银(I)

(3) 内界为阴离子、外界为  $\text{H}^+$  时，命名为“阴离子+酸”。

例如： $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$                       六氯合铂(IV)酸

## 四、配合物的异构现象(了解)

### 1. 几何异构

具有相同化学组成的配合物，由于配体在中心原子周围的排布位置不同而产生异构体的现象称为几何异构现象。

### 2. 键合异构

键合异构是指两可配体使用不同的配位原子与中心原子配位引起的异构现

象。

## 五、螯合物和螯合效应（掌握）

1.螯合物：由中心原子与多齿配体形成的具有环状结构的配合物称为螯合物。

2.螯合环：螯合物中的多原子环称为螯合环。

3.螯合剂：与中心原子形成螯合物的多齿配体称为螯合剂。

4.螯合比：中心原子与螯合剂的数目之比称为螯合比。

### 5.螯合剂的特点

(1) 螯合剂都属于多齿配体，且相邻的配位原子之间相隔 2 或 3 个原子，以便于形成稳定的五元环或六元环结构。

(2) 绝大多数螯合剂是有机化合物，但也有极少数的是无机化合物，如三聚磷酸根。

### 6.螯合效应

(1) 由于螯合环的形成而使螯合物具有特殊稳定性的作用称为螯合效应。

(2) 多齿配体中配位原子越多，生成的螯合物的螯合环越多，螯合效应就越强。

## 第二节 配合物的价键理论（了解）

### 一、价键理论的基本要点

1.中心原子与配体之间的结合力为配位键。

例如： $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{CN}^-$  之间通过配位键结合。

2.为了增加成键能力，中心原子中能量相近的几个空轨道进行杂化，能量相等，且具有一定方向性的杂化轨道，中心原子的杂化轨道与配位原子的孤对电子形成配位键。

例如： $\text{Fe}^{3+}$  用 2 个 3d 轨道与 1 个 4s 轨道、3 个 4p 轨道杂化，形成 6 个  $d^2sp^3$  杂化轨道，与 6 个  $\text{CN}^-$  形成配位键。

3.配离子的空间结构、配位数及其稳定性主要取决于杂化轨道的数目和类型。例如： $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  是具有八面体结构、稳定性强的配离子。

### 二、内轨型配合物与外轨型配合物

#### 1.内轨型配合物

中心原子用次外层的  $(n-1)$  d 轨道和外层的  $ns$ 、 $np$  轨道进行杂化，所形成的配合物称为内轨型配合物。

一般来说，电负性较小的配位原子（如 C）容易给出孤对电子，对中心原子电子层结构的影响较大，使中心原子的  $(n-1)$  d 电子发生重排，空出的  $(n-1)$  d 轨道参与杂化，容易形成内轨型配合物。例如  $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{CN}^-$  形成的  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  就是内轨型配合物。

## 2. 外轨型配合物

中心原子用外层的  $ns$ 、 $np$  和  $nd$  轨道进行杂化，所形成的配合物称为外轨型配合物。一般来说，电负性较大的配位原子（如 F、O）不容易给出孤对电子，对中心原子内层的 d 电子排布几乎没有影响，其内层电子分占  $(n-1)$  d 轨道且自旋平行，因此容易形成外轨型配合物。

## 三、配合物的磁性

### 1. 配合物在磁场中会表现出不同的磁性

如果配合物中存在未成对电子，则配合物分子在磁场中会感应产生与磁场方向相同的磁矩，这样的配合物就是顺磁性的；如果配合物中无未成对电子，则配合物分子在磁场中将感应产生与磁场方向相反的磁矩，这样的配合物就是反磁性的。

### 2. 配合物的磁性大小可用磁矩 $(\mu)$ 来表示

第一过渡金属元素形成的配合物磁矩与未成对电子数  $n$  之间的近似关系为：
$$\sqrt{n(n+2)}$$

### 3. 磁矩大小与未成对电子数有关

未成对电子数较多，磁矩较大；未成对电子数越少或等于 0，则磁矩越小或等于 0。

### 4. 依据磁矩大小确定配合物的类型

根据配合物的磁矩实验值以及磁矩与未成对电子数之间的关系式，可以求出未成对电子数  $n$ ，并由此判断配合物是外轨型的还是内轨型的。

## 第三节 配位平衡（熟悉）

### 一、配合物的稳定常数

在一定温度下，当配位反应的速率和解离反应的速率相等时，达到配位平

衡状态。

此时化学平衡常数称为配离子的稳定常数，用  $K_{\text{稳}}$  表示。

$$K_{\text{稳}} = \frac{c[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{c(\text{Cu}^{2+})c^4(\text{NH}_3)}$$

配合物的形成是分步进行的，每一步反应都有对应的平衡常数，称为配合物的逐级稳定常数。根据多重平衡规则，配合物的稳定常数等于其逐级稳定常数的乘积。

$$K_{\text{稳}} = K_1 \cdot K_2 \dots K_n$$

一般来说，配体数相同的配合物， $K_{\text{稳}}$  越大，配合物就越稳定。

对配体数目不相同的配合物，不能用  $K_{\text{稳}}$  来比较它们的稳定性，只能通过计算进行比较。

## 二、配位平衡的移动

### 1. 溶液 pH 对配位平衡的影响

#### (1) 酸效应

形成配离子的配体都是质子碱，可以接受质子，使配离子解离。当溶液的 pH 下降时，配体与  $\text{H}^+$  结合形成弱酸，降低了溶液中配体的浓度，使配位平衡向配离子解离的方向移动。这种因溶液的酸度增大，导致配合物的稳定性降低的现象称为酸效应。

#### (2) 水解效应

当溶液的 pH 增大，即溶液的酸度降低时，将会使中心原子发生水解，降低中心原子在溶液中的浓度，导致配合物的稳定性降低，这一现象称为水解效应。

### 2. 沉淀剂对配位平衡的影响

向配位平衡体系中加入沉淀剂可能导致配离子解离，这是因为沉淀剂与中心原子反应生成沉淀，降低了平衡体系中心原子的浓度，平衡向配离子解离的方向移动。

### 3. 氧化剂和还原剂对配位平衡的影响

向配合物溶液中加入能与配体或中心原子发生氧化还原反应的试剂，将会使配体或中心原子的浓度降低，导致配位平衡向解离方向移动。

#### 4.配位平衡之间的相互转化

向一种配离子溶液中加入另一种能与中心原子形成更稳定的配离子的配合剂，原配位平衡会转化为新配位平衡。

#### 第四节 配合物的应用（了解）

##### 一、生命必需金属元素

##### 二、有毒金属元素的促排

###### 1. 在分析化学中的应用（了解）

配合物常用于分析化学中的显色反应、催化反应和分离技术。

###### 2. 在工业生产中的应用（了解）

配合物在工业催化剂、染料、塑料添加剂等方面有广泛应用。

###### 3. 在化妆品中的应用（了解）

配合物可用于化妆品中的着色剂和稳定剂。

###### 4. 在生物、医药等方面的应用（了解）

配合物在生物体内的金属离子运输、药物设计（如抗癌药物）和诊断试剂中有重要作用。

通过这样的教学过程，学生可以全面了解配合物的基本理论、性质和应用，为进一步的专业学习和研究打下坚实的基础

作业：课后题练习

### 实验一 实验室安全常识教育及常用仪器的使用维护

#### 实验一 实验室安全常识教育及常用仪器的使用维护

##### 教学目标：

##### 知识目标

1. 熟悉实验室规则、安全守则及意外事故处理
2. 认识化学实验室常用的玻璃仪器。

##### 能力目标

1. 能对常见的实验室意外事故进行简单有效的处理
2. 能用正确的方法对玻璃仪器进行洗涤。

##### 素养目标

1. 遵守实验室规则。
2. 珍爱生命，重视实验室安全。

**课程思政元素：**

理论联系实际，是我们认识、分析和处理问题所遵循的最根本的指导原则和思想基础。平时要重视量的积累，注意事物细小的变化，不可揠苗助长急于求成，对于消极因素，要防微杜渐；同时又要根据事物的发展进程，不失时机地促使事物由量变到质变的转化。

**实验前的准备**

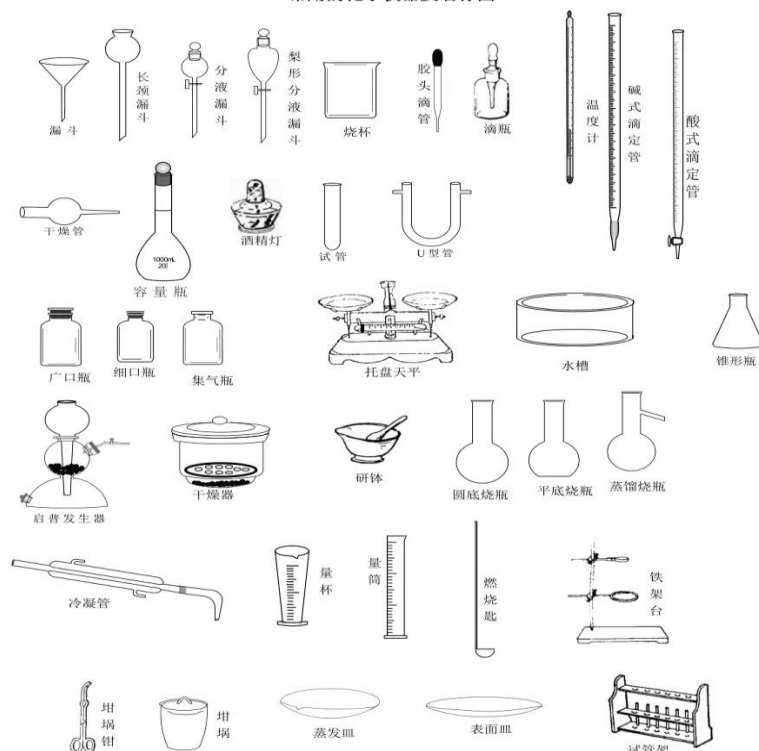
- 1、穿好实验服，准备做实验。
- 2、保持台面整洁，实验前先擦净台面。
- 3、检查工具
- 4、进入实验室前完成当次实验的预习报告

**实验内容与步骤：**

- 1、对照清单认领仪器，清点装置（找到移液管、刻度吸管（吸量管）、烧杯、量筒、容量瓶）



常用的化学仪器及名称图



## 2、分类洗涤各种仪器

### (1) 普通仪器洗涤

为了使实验得到正确的结果，实验所用的玻璃仪器必须是洁净的，有些实验还要求是干燥的，所以需对玻璃仪器进行洗涤和干燥。要根据实验要求、污物性质和玷污的程度选用适宜的洗涤方法。玻璃仪器的一般洗涤方法有冲洗、刷洗及药剂洗涤等。对一般沾附的灰尘及可溶性污物可用水冲洗去。洗涤时先往容器内注入约容积 1/3 的水，稍用力振荡后把水倒掉，如此反复冲洗数次。

当容器内壁附有不易冲洗掉的污物时，可用毛刷刷洗，通过毛刷对器壁的摩擦去掉污物。刷洗时需要选用合适的毛刷。毛刷可按所洗涤的仪器的类型，规格（口径）大小来选择。洗涤试管和烧瓶时，端头无直立竖毛的秃头毛刷不可使用（为什么？）。刷洗后，再用水连续振荡数次。冲洗或刷洗后，必要时还应用蒸馏水淋洗三次。对于以上两法都洗不去的污物则需要洗涤剂或药剂来洗涤。对油污或一些有机污物等，可用毛刷蘸取肥皂液或合成洗涤剂或去污粉来刷洗。对更难洗去的污物或仪器口径较小、管细长不便刷洗时的仪器可用铬酸洗液或王水洗涤，也可针对污物的化学性质选用其他适当的药剂洗涤（例如碱，碱性氧化物，碳酸盐等可用  $6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{HCl}$  溶解）。用铬酸洗液或王水洗涤时，先往仪器内注入少量洗液，使仪器倾斜并慢慢转动，让仪器内壁全部被洗液湿润。再转入仪器，使洗液在内壁流动，经流动几圈后，把洗液倒回原瓶（不可倒入水池或废液桶，铬酸洗液变暗绿色失效后可另外回收再生使用）。对玷污严重的仪器可用洗液浸泡一段时间，或者用热洗液洗涤。用洗液洗涤时，决不允许将毛刷放入洗瓶中！（为什么？）倾出洗液后，再用水冲洗或刷洗，必要时还应用蒸馏水淋洗。

### (2) 洗净标准

仪器是否洗净可通过器壁是否挂水珠来检查。将洗净后的仪器倒置，如果器壁透明，不挂水珠，则说明已洗净；如器壁有不透明处或附着水珠或有油斑，则未洗净应予以重洗。

### (3) 移液管怎么润洗

[1]、先用自来水淋洗后，用铬酸洗涤液浸泡，操作方法如下：(1)用右手拿移液管上端合适位置，食指靠近管上口，中指和无名指张开握住移液管外侧，拇指在中指和无名指中间位置握在移液管内侧，小指自然放松；(2)左手拿洗耳球，尖口向下，排出球内空气，将吸耳球尖口插入或紧接在移液管上口，注意不能漏气。慢慢松开左手手指，将洗涤液慢慢吸入管内，直至刻度线以上部分，移开吸耳球，迅速用右手食指堵住移液管上口，等待片刻后，将洗涤液放回原瓶；(3)用自来水冲洗移液管内、外壁至不挂水珠，再用蒸馏水洗涤3次，控干水备用。

[2]、待取溶液润洗：(1)摇匀待吸溶液，将待吸溶液倒于一洗净干燥的小烧杯中，将清洗过的移液管尖端内外的水分吸干；(2)插入小烧杯中吸取溶液，当吸至移液管容量的1/3时，立即用食指按住管口，取出，横持并转动移液管，使溶液流遍全管内壁，后将溶液从下端尖口处排入废液杯内；(3)如此操作，润洗了3—4次后即可吸取溶液。

## 3、电子天平的使用

(1) 电子天平预热：使用电子天平时，预热30秒再接通电源预热30秒。

(2) 开启显示器：轻按开关按键，显示器亮起，稍等片刻后称量模式0.0000g。读数时应关上天平门。(注意天平上方会显示最大量程)。

(3) 天平校准天平安装后，首次使用前，应对天平进行校准。因存放时间较长、位置移动、环境变化或未获得精确测量，天平在使用前一般都应进行校准操作。取20g砝码，按下置零键显示器显示0后按下校准键显示器显示20g则校准完成

(4) 去皮称量：置容器于秤盘上，天平显示容器质量，再按去皮键，显示零，即去除皮重。再置称量物于容器中，或将称量物(粉末状物或液体)逐步加入容器中直至达到所需质量，待显示器左下角“0”消失，这时显示的是称量物的净质量。将秤盘上的所有物品拿开后，天平显示负值，按置零键，天平显示0.0000g。

(5) 物体称量：取出砝码，按置零键，显示为零后，置称量物于秤盘上，关上天平盖，待数字稳定即显示器左下角的“0”标志消失后，即可读出称量物的质量值。

(6) 称量结束：若较短时间内还使用天平(或其他人还使用天平)一般不用按OFF键关闭显示器。实验全部结束后，关闭显示器，切断电源，若短时间内(例如2h内)还使用天平，可不必切断电源，再用时可省去预热时间。若当天不再使用天平，应拔下电源插头。

## 4、仪器使用练习

### 1. 移液管的练习：

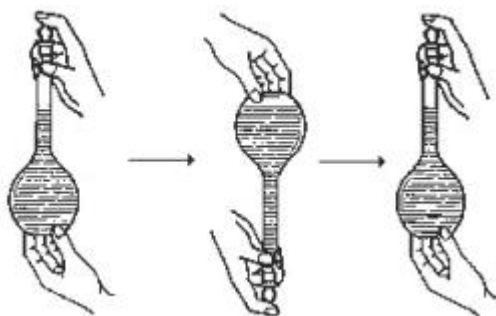
使用时应先将移液管洗净，自然沥干。用待量取的溶液润洗3次，用右手拇指及中指捏住管颈标线以上的地方。左手拿像皮球轻轻将溶液吸上，眼睛注意上升的液面。当液面上升到标线约1cm以上时，迅速用右手食指堵住管口。取出移液管，用滤纸拭干移液管下端及外壁。稍稍松开右手食指，使液面缓缓下降，至凹液面与标线相切。再将移液管移入准备接受溶液的容器中，使其出口尖端接触器壁。容器稍微倾斜，移液管直立，使溶液自由的顺壁流下。此时移液管尖端仍残留有一些液体，不可吹出，停留10秒不动即可。

## 2. 容量瓶的定容：

使用前检查瓶塞处是否漏水，在容量瓶内装入半瓶水，塞紧瓶塞，用右手食指顶住瓶塞，然后用另一只手指托住瓶底，将其倒立。将准确称量好的固体溶质放到烧杯里，用少量溶剂溶解，然后转移到容量瓶里。向容量瓶内加入的液体液面离标线 0.5 到 1 厘米左右，改用滴管小心滴加。盖紧瓶塞，用倒转和摇动的方法使瓶内的液体均匀混合。混合后，小心打开容量瓶瓶盖，让瓶盖与瓶口处的溶液流回瓶内，再盖好瓶盖。



加入液体稀释操作示意图



容量瓶内溶液混匀操作示意图

## 3. 电子天平的练习：

按照上述说明称量 1g 氯化钠。并记录读数。

作业：

1. 实验报告
2. 第二次实验预习报告

## 实验二 溶液的配制

课题： 实验二 溶液的配制

### 教学目标

#### 知识目标

1. 了解和学会实验室常用溶液的配制方法
2. 学习容量瓶和电子天平的使用方法。

#### 能力目标

1. 能进行溶液的粗配和精配
2. 能正确使用电子天平。

#### 素养目标

1. 养成遵守实验室规则的良好习惯
2. 培养严谨、专业的科学研究态度

#### 课程思政元素：

培养学生的科学思维能力，帮助学生建立正确的科学观，初步具备进行科学研究的素质—通过发现问题,解决问题，并且和社会实践结合，培养学生的思维能力，帮助学生建立正确的世界观和方法论，始终牢记，唯有科技创新，才能从源头解决生产实践中遇到的问题。

重难点： 1.重点： 溶液的配制方法

2.难点： 台秤、量筒、移液管和量瓶的使用规范

## 溶液配制的方法与步骤讲解

1. 计算：计算配制所需固体溶质的质量或液体浓溶液的体积。根据要配制溶液的量，计算出所需的溶质质量、液体体积，只有准确的计算，配制出来的溶液浓度才能确定，才能保证检验、实验、化验结果的准确性。

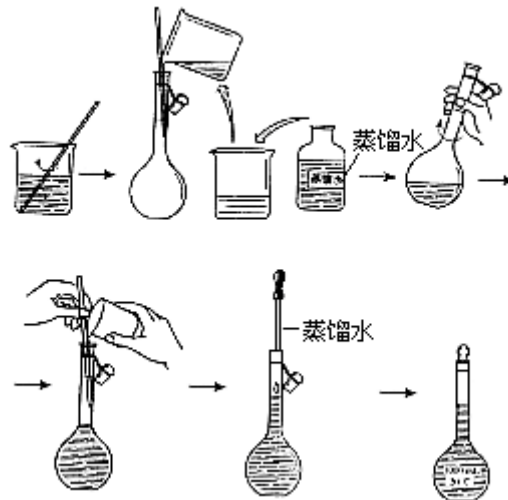
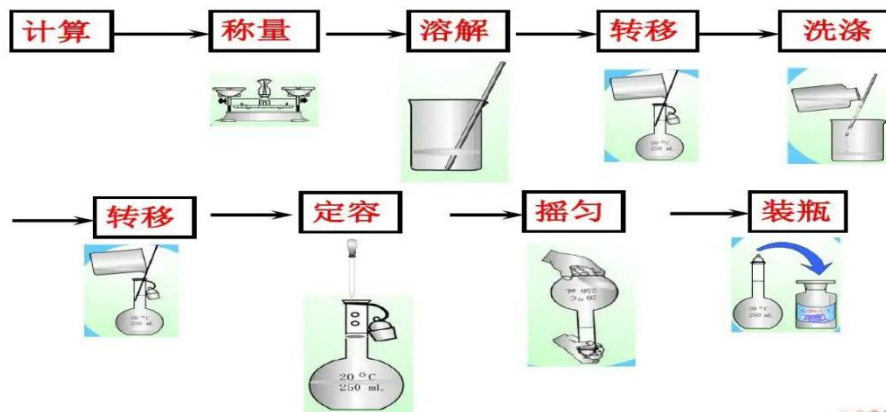
插入复习：

$$C(\text{物质的量浓度})=0.1\text{mol/L H}_2\text{SO}_4 \quad V(\text{体积})= \text{所选用容量瓶的体积}$$
$$n(\text{物质的量})=CV \quad m(\text{质量})=nM$$

2. 称量：用天平称量固体质量或用移液管量取液体体积。对于配制标准溶液，所需的溶质质量需用到分析天平进行精准称量。
3. 溶解：在烧杯中溶解或稀释溶质，恢复至室温，如不能完全溶解可适当加热，并用玻璃棒搅拌。
4. 转移：将烧杯内冷却后的溶液沿玻璃棒小心转入一定体积的容量瓶中，玻璃棒下端应靠在容量瓶刻度线以下。
5. 洗涤：用蒸馏水洗涤烧杯和玻璃棒 2~3 次，并将洗涤液转入容器中，振荡，使溶液混合均匀。
6. 定容：向容量瓶中加水至刻度线以下 1cm~2cm 处时，改用胶头滴管加水，使溶液凹面恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
7. 摇匀：盖好瓶塞，用食指顶住瓶塞，另一只手的手指托住瓶底，反复上下颠倒，使溶液混合均匀，然后给溶液装瓶贴签，标注溶液名称，浓度，配制日期，配制人员，保质日期等信息。



## 一定物质的量浓度溶液的配制步骤



## 实验课内容

### 一. 实验目的

掌握溶液配制的基本操作

### 二. 仪器试剂

10mL 量筒、50mL 烧杯、50mL 量筒、50 毫升量瓶、各规格移液管、电子天平  
1mol/L 的 NaCl、NaCl 固体、葡萄糖

### 三. 实验步骤

#### 1. 配制生理盐水溶液

- (1) 液体稀释：各小组先取足够量 1mol/L 的 NaCl 至小烧杯内，计算所需移取的 1mol/L NaCl 的量，使用移液管精密移取到

容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

步骤分解：

- ① **计算** 需要移取的溶液体积：\_\_\_\_\_mL
- ② **转移** 使用\_\_\_\_\_转移溶液至\_\_\_\_\_
- ③ **定容** 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下\_\_\_\_\_离刻度线\_\_\_\_\_处时，改用\_\_\_\_\_，加水，使\_\_\_\_\_恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ④ **摇匀** 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀。
- ⑤ **标记** 注明药品名称、规格、日期、配置人姓名、保质期

(2) 固体溶解稀释：

各小组先取精密称取计算所需的 NaCl 固体至小烧杯内，加水溶解，使用移液管精密移取到容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

- ① **计算** 需要称取的 NaCl 固体：\_\_\_\_\_g
- ② **称量** 使用\_\_\_\_\_称量 NaCl 固体\_\_\_\_\_g
- ③ **溶解** 将称量好的 NaCl 固体放入\_\_\_\_\_，加蒸馏水溶解，冷却至室温。
- ④ **转移** 使用\_\_\_\_\_转移溶液至\_\_\_\_\_
- ⑤ **洗涤** 用蒸馏水洗涤\_\_\_\_\_2-3 次，并将每次洗涤的液体转移至\_\_\_\_\_，混匀。
- ⑥ **定容** 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下\_\_\_\_\_离刻度线\_\_\_\_\_处时，改用\_\_\_\_\_，加水，使\_\_\_\_\_恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ⑦ **摇匀** 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀。
- ⑧ **标记** 注明药品名称、规格、日期、配置人姓名、保质期

## 2. 配制 50g/L 葡萄糖溶液

各小组先取精密称取计算所需的  $C_6H_{12}O_6$  固体至小烧杯内，加水溶解，使用移液管精密移取到容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

- ① **计算** 需要称取的  $C_6H_{12}O_6$  固体：\_\_\_\_\_g
- ② **称量** 使用\_\_\_\_\_称量  $C_6H_{12}O_6$  固体\_\_\_\_\_g
- ③ **溶解** 将称量好的  $C_6H_{12}O_6$  固体放入\_\_\_\_\_, 加蒸馏水溶解，冷却至室温。
- ④ **转移** 使用\_\_\_\_\_转移溶液至\_\_\_\_\_
- ⑤ **洗涤** 用蒸馏水洗涤\_\_\_\_\_2-3 次，并将每次洗涤的液体转移至\_\_\_\_\_, 混匀。
- ⑥ **定容** 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下\_\_\_\_\_离刻度线\_\_\_\_\_处时，改用\_\_\_\_\_, 加水，使\_\_\_\_\_恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ⑦ **摇匀** 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀

作业：

1. 实验报告

## 实验三 药用氯化钠的精制

课题： 实验三 药用氯化钠的精制

课程目标及能力要求：

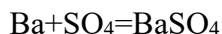
1. 学会化学方法提纯粗盐，同时进一步精制成试剂级纯度的氯化钠提供原料。
2. 练习天平的使用，以及加热、溶解、过滤、蒸发和结晶、干燥的根本操作。
3. 体会过滤的原理在生活生产等社会实际中的应用。

课程思政目标：培养学生精益求精的科学探知态度

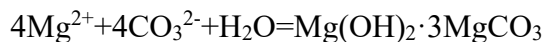
原理：粗盐中含有泥沙等不溶性杂质，以及可溶性杂质如： $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$  等。不溶性杂质可以用过滤的方法除去， $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$  可以通过化学方法---加试剂使之沉淀，在过滤，然后蒸发水分得到较纯洁的食盐。

### BaCl<sub>2</sub>—NaOH,Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 法

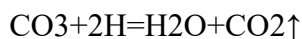
(1) 除 SO<sub>4</sub>, 加 BaCl<sub>2</sub> 溶液



(2) 除 Ca<sup>2+</sup>、Mg<sup>2+</sup>、和 Fe<sup>3+</sup>和过量的 Ba<sup>2+</sup>,加 NaOH—Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>



(3) 除 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, 加 HCl 溶液



实验仪器和药品:

药品: 粗盐, 水, 2mol/L 盐酸, 2mol/L 氢氧化钠, 1mol/L 氯化钡, 1mol/L 碳酸钠

器材: 天平, 量筒, 烧杯, 玻璃棒, 药匙, 漏斗, 铁架台 (带铁圈), 蒸发皿, 酒精灯, 坩埚钳, 胶头滴管, 滤纸, 剪刀, 火柴, 纸片

实验步骤:

1. 准备实验仪器

2. 洗涤

先用洗衣粉水刷洗, 再用自来水冲洗, 最后用蒸馏水冲洗。

3. 称量粗盐

调零, 在左、右盘中各放等质量的称量纸, 取粗盐称得 10.0g。

4. 溶解粗盐

将粗盐转入烧杯, 加 30ml 蒸馏水, 用玻璃棒搅拌, 加热溶解。

5. 过滤

将滤纸折成圆锥状, 置于漏斗中, 用蒸馏水润湿, 用玻璃棒将气泡赶出。

6. 加 BaCl<sub>2</sub> 溶液

待滤液液沸腾, 边加边搅拌。

7. 静置

继续加 BaCl<sub>2</sub> 溶液, 直至溶液不再变浑浊。

8. 加 NaOH—Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

待滤液液沸腾, 边加边搅拌, 用 PH 试纸检验, 直到其值为 4

9.过滤

11.蒸发、结晶

加热蒸发滤液，不断搅拌至稠状，趁热抽干转入蒸发皿烘干。

12.称量

冷至室温，称得产物重量。

13.计算产率

实验现象及原因

使用三线表分析

作业：

1. 实验误差分析(系统误差, 操作误差)
2. 按规范完成实验报告

#### 实验四 缓冲溶液的配制和酸度计的使用

课题： 实验四 缓冲溶液的配制和酸度计的使用

课程目标及能力要求：

- 1.了解酸度计的测定方法。
- 2.掌握缓冲溶液的配制方法和缓冲容量的计算方法。

课程思政目标：培养学生寻求解决问题的主动性

二、实验原理

1.缓冲溶液原理  $pH=pK_a+lg(V_B^-/V_{HB})$

2.酸度计原理 (p240)

仪器和药品

仪器：酸度计（其配套的指示电极是玻璃电极），移液管（25、10、5mL），小烧杯

药品：标准缓冲液，NaAc 固体、冰醋酸（HAc）、NaOH 固体、0.1mol/L HCl

实验步骤

1. 取缓冲对 NaAc 固体和冰醋酸配制 0.1mol/L 的 HAc 和 0.1mol/L 的 NaAc，计算用量后配制 pH 为 5.00 的缓冲溶液。

2.抗酸抗碱作用：使用 0.1mol/L 的 HCl 和 0.1mol/L 的 NaOH 各滴加两滴到配好的缓冲溶液。

3.抗稀释作用：取一定量的水稀释缓冲溶液并和同样方法稀释的 NaOH 做比较。

作业：  
实验报告

## 实验五 醋酸解离常数的测定

### 课题： 实验五 醋酸解离常数的测定

#### 课程目标及能力要求：

- 1.了解酸度计测定醋酸解离常数的原理和测定方法。
- 2.进一步理解并掌握解离平衡的概念。
- 3.熟悉酸度计的使用方法。

**课程思政目标：**培养学生胆大心细的科学探知精神

#### 二、实验原理

本实验通过测定不同浓度的醋酸的 PH 来求算醋酸的标准解离常数。

醋酸在水中存在下列解离平衡： $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$

在一定的温度下，这个过程很快达到了平衡，平衡常数的表达式为：

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

式中  $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{Ac}^-]$ 、 $[\text{HAc}]$ 分别为  $\text{H}^+$ 、 $\text{Ac}^-$ 、 $\text{HAc}$  的平衡浓度。

在一定温度下，用酸度计测定一系列已知浓度的醋酸溶液的 PH，根据  $\text{PH} = -\lg[\text{H}^+]$ ，可换算出相应的  $C(\text{H}^+)$ ，将  $C(\text{H}^+)$  的不同值代入上式，可求出一系列对应的  $K(\text{HAc})$  值，取其平均值，即为该温度下醋酸的解离常数。

#### 仪器和药品

仪器：酸度计（其配套的指示电极是玻璃电极），移液管（25、10、5mL），小烧杯

药品：醋酸溶液（0.1mol/L），标准缓冲液

#### 实验步骤

##### 1.配制不同浓度的醋酸溶液

将 5 只烘干的容量瓶，用移液管依次加入已知浓度的醋酸溶液 40.00mL，20.00mL,10.00mL,5.00mL，和 2.00mL，分别定容摇匀备用。

##### 2.醋酸溶液 PH 的测定（pH 计的使用）

3.计算醋酸溶液的（标准）解离常数  $K(\text{HAc})$   $K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_a}$  (先测定 pH 值，后计算氢离子浓度，再利用上述公式算出  $K(\text{HAc})$  值)

根据实验数据计算出各溶液  $K(\text{HAc})$ ，求出平均值。

由实验可知：在一定的温度条件下，醋酸的解离常数为一个定值，与溶液的浓度无关。

#### 五、数据处理

号	HAc 体积/ mL	水 体 积 / mL	HAc 浓度/ (mol·L <sup>-1</sup> )	PH	C(H <sup>+</sup> ) (mol·L <sup>-1</sup> )	C(Ac <sup>-</sup> ) (mol·L <sup>-1</sup> )	C(HAc) (mol·L <sup>-1</sup> )	K(HAc)
	40.00	10.00						
	20.00	30.00						
	10.00	40.00						
	5.00	45.00						
	2.00	48.00						

作业:

实际测得的 K 与附表中的解离常数存在一定差距, 那么怎样减少误差?

### 实验六 配合物的生成和性质

#### 课题: 实验六 配合物的生成和性质

课程目标及能力要求:

1. 掌握配合物的生成和组成检验。
2. 熟悉配位平衡的移动及配离子的相对稳定性。
3. 了解配合物与复盐的区别。

**课程思政目标:** 培养学生环保和节约的意识。

#### 二、实验原理

由中心离子(或原子)与配体按一定组成和空间构型以配位键结合所形成的化合物称配合物。配位反应是分步进行的可逆反应, 每一步反应都存在着配位平衡。

$$M + nR \rightleftharpoons MR_n \quad K_s = \frac{[MR_n]}{[M][R]^n}$$
 配合物的稳定性可由 K 稳 (即 K<sub>s</sub>) 表示, 数值越大配合物越稳定。增加配体 (R) 或金属离子 (M) 浓度有利于配合物 (MR<sub>n</sub>) 的形成, 而降低配体和金属离子的浓度则有利于配合物的解离。如溶液酸碱性的改变, 可能引起配体的酸效应

或金属离子的水解等，就会导致配合物的解离；若有沉淀剂能与中心离子形成沉淀的反应发生，引起中心离子浓度的减少，也会使配位平衡朝离解的方向移动；若加入另一种配体，能与中心离子形成稳定性更好的配合物，则同样导致配合物的稳定性降低。若沉淀平衡中有配位反应发生，则有利于沉淀溶解。配位平衡与沉淀平衡的关系总是朝着生成更难解离或更难溶解物质的方向移动。

配位反应应用广泛，如利用金属离子生成配离子后的颜色、溶解度、氧化还原性等一系列性质的改变，进行离子鉴定、干扰离子的掩蔽反应等。

教学方法及手段：老师讲解示范，学生实操

教学过程：

仪器和药品

仪器：试管，试管架、小烧杯

药品：0.1mol/L CuSO<sub>4</sub>、1mol/L BaCl<sub>2</sub>、2mol/L NaOH、6mol/L NH<sub>4</sub>OH、0.1mol/L FeCl<sub>3</sub>、0.1mol/L KSCN、0.1mol/L AgNO<sub>3</sub>、0.1mol/L NaCl、0.1mol/L NaBr、1mol/L Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>、0.1mol/L KI

实验内容 P251

1.配合物的生成和组成

2 简单离子与配离子的比较及配离子的颜色（不做 NH<sub>4</sub>F 和铁氰酸钾步骤，仅做理论解释）

3 配位平衡和沉淀反应

## 无机化学实验考核（药学专业）

### 无机化学实验考核（药学专业）

班级\_\_\_\_\_学号\_\_\_\_\_姓名\_\_\_\_\_成绩\_\_\_\_\_

#### 实验操作考核项目：准确配制 0.1mol/L NaCl 溶液 100ml

##### （一）准备要求

- 1、实验室准备：蒸馏水、氯化钠、洗瓶、胶头滴管、100ml 容量瓶 1 个、洗衣粉、玻璃棒、烧杯。
- 2、考生准备：白大褂、笔、纸、学生证

##### （二）考核要求

- 1、本题分值：100 分，考核时间：10 分钟
- 2、具体考核要求：掌握玻璃仪器的洗涤和容量瓶的使用（否定项：不会使用容量瓶和洗涤玻璃仪器实验无法进行不得分）

##### （三）配分与评分标准

序号	考核内容	考核要点	分值	评分标准	得分

1	检查实验用品 (5分)	检查实验用品,经监考老师同意后开始实验。	5	检查实验用品,经监考老师同意后开始实验5分。	
2	实验操作过程、现象及结论 (85分)	玻璃仪器的洗涤,容量瓶的试漏	15	1、各仪器洗涤干净5分。 2、试漏方法正确10分。	
		定量转移	40	1、溶样完全后转移(无固体颗粒)。 2、玻璃棒拿出前靠去所挂液体。 3、玻璃棒插入瓶口深度为玻璃棒下端在磨口下端附近。 4、玻璃棒不碰瓶口。 5、烧杯离瓶口的位置(2cm左右)。 6、玻璃棒不在杯内滚动。 7、吹洗玻璃棒、容量瓶口。 8、洗涤次数至少3次、溶液不洒落。 每错一项扣5分,扣完为止	
		定容	30	1、加水到容量瓶三分之二处。 2、三分之二水平摇动。 3、接近刻线改用胶头滴管。 4、胶头滴管的正确使用 5、准确稀释至刻线 6、摇匀动作正确 每错一项扣5分,扣完为止	
3	整理台面 (10分)	实验结束整理台面,洗涤仪器。	10	1、将废弃物倒入水槽中。(4分) 2、将仪器洗涤干净并放回原处。(4分) 3、整理台面,保持整洁,实验后洗手。(2分)	

考核时间:

考核教师: